وزاره التربيـــة و التعليـــم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
ادارة تنميـــة مـــادة العلـــوم



الكيمياء



الصف الثانى الثانوى

2023 / 2024



الباب الأول

بنية الذرة

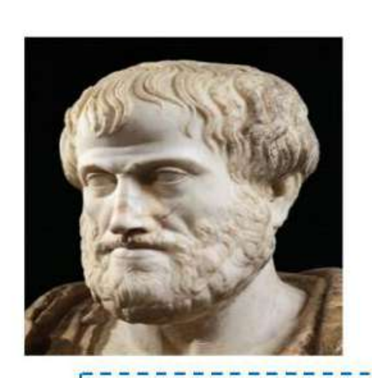
لجنة الإعداد
ا/سامح وليم صادق يوسف
ا/ إيمان بالله ابراهيم محمد
ا/ مينا عطية عبد الملك

المراجع
ا/ عبدالله عبدالواحد عباس

الإشراف الفنى
مستشار العلوم
د/ عزيزة رجب خليفة

رئيس الإدارة المركزية لتطوير المناهج
د/ أكرم حسن

بنية الذرة



الفصل الأول

تطور مفهوم بنية الذرة

1- تصور ديموقراطيس

❖ **تخيل ديموقراطيس (فيلسوف إغريقي) أنه عند تجزئة أي قطعة مادية إلى أجزاء وتجزئة هذه الأجزاء إلى ما هو أصغر منها وهكذا حتى يمكن الوصول إلى أجزاء لا تقبل التجزئة أو الانقسام كل جزء منها يمثل جسيماً أطلقوا عليه أسم الذرة (atom)**

❖ **الذرة غير قابلة للتجزئة أو التقسيم.**

2- تصور أرسطو

رفض فكرة الذرة في القرن الرابع قبل الميلاد.

تبنى فكرة أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من أربع مكونات هي:

(الماء والهواء والتراب والنار).

اعتقد انه يمكن تحويل المواد الرخيصة مثل الحديد أو النحاس إلى مواد نفيسة كالذهب وذلك بتغير نسب هذه المكونات الأربعة.

أدي هذا التفكير غير المنطقي لشل تطور علم الكيمياء لأكثر من ألف عام لانشغال العلماء بكيفية تحويل المعادن الرخيصة إلى معادن نفيسة.



3- تصور بويل

رفض العالم الأيرلندى بويل مفهوم أرسطو عام 1661 ووضع أول **تعريف للعنصر**



مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة



❖ **المادة النقية** وفقاً لتصور بويل هي مادة تحتوي على نوع واحد من الذرات فمثلاً Cl_2 عنصر بينما NaCl لا يعتبر عنصر لأنه يتكون من عنصرين مختلفين.

❖ **الطرق الكيميائية المعروفة** يقصد بها الضغط والحرارة.

4- ذرة دالتون


ذرة دالتون

أجرى العالم جون دالتون العديد من التجارب والأبحاث
أول نظرية عن تركيب الذرة عام 1803

❖ **فروض النظرية الذرية لدالتون:-**

1) المادة تتكون من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات.
2) كل عنصر يتكون من ذرات مصمتة متناهية في الصغر غير قابلة للتجزئة (الانقسام).
3) ذرات العنصر الواحد متشابهة في الكتلة، ولكنها تختلف من عنصر إلى آخر.
4) يتكون المركب من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة.

ملاحظات هامة

اتفق دالتون مع فلاسفة الإغريق في أن المادة تتكون من ذرات.
اتفق دالتون مع فلاسفة الإغريق في أن الذرة غير قابلة للتجزئة.
وحدة بناء المادة عند فلاسفة الإغريق وجون دالتون هي الذرة.
وحدة بناء المادة عند أرسطو هي الماء والهواء والتراب والنار.
وحدة بناء المادة عند بويل هو العنصر.
جون دالتون هو صاحب أول نظرية ذرية على أساس نظري.
أخطأ جون دالتون عندما وصف الذرة على أنها مصمتة.

لاحظ الفرق بين

المادة: قد تكون عبارة عن عنصر أو مركب أو مخلوط

العنصر: مادة نقية تحتوي على نوع واحد من الذرات.

المركب: ناتج اتحاد كيميائي بين عنصرين أو أكثر.

المخلوط: خلط عنصرين أو أكثر مع بعضهما أو خلط مركبين أو أكثر مع بعضهما دون حدوث تفاعل كيميائي بين مكونات المخلوط (مثل السكر والرمل)

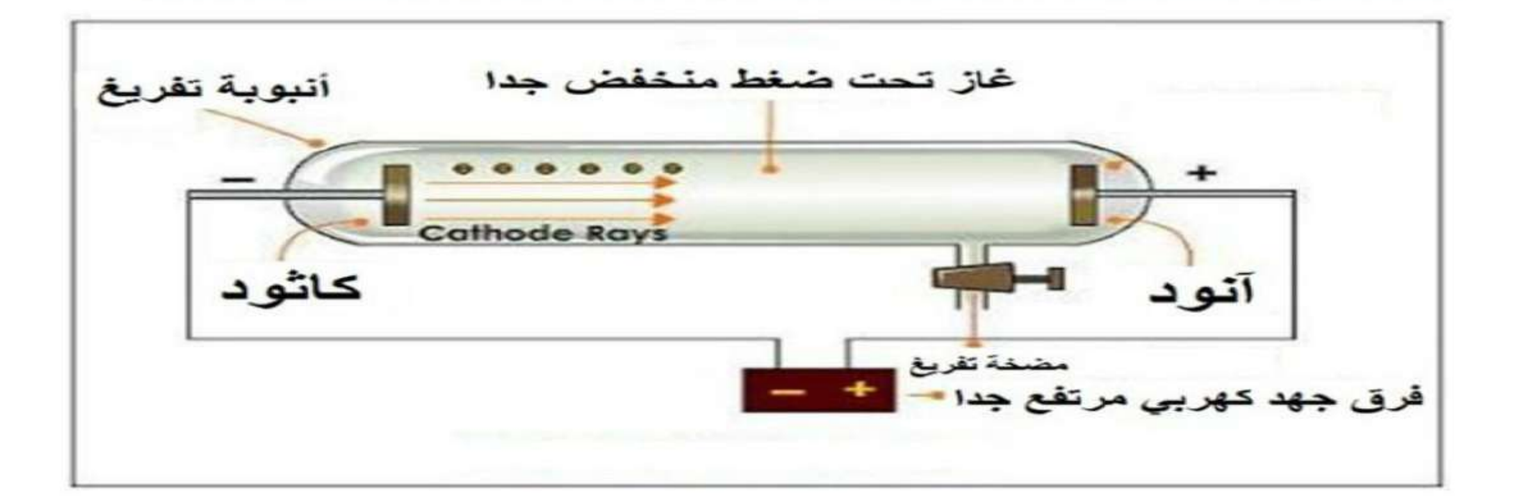
5- ذرة طومسون

❖ أبو الإلكترون ومكتشف أشعة المهبط

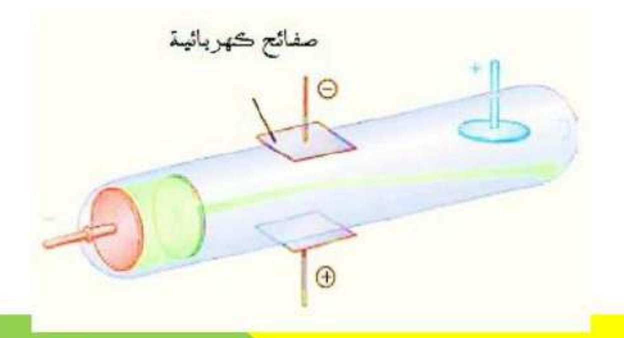
اكتشاف أشعة المهبط

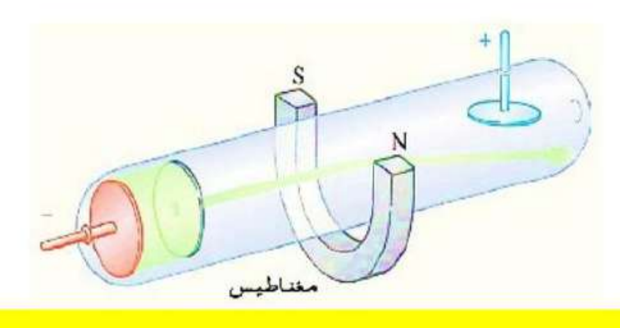
- ❖ **جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة عازلة للكهرباء.**
- ❖ **أجرى العالم طومسون عام 1897 تجارب على التفريغ الكهربي خلال الغازات داخل أنبوبة زجاجية كما بالرسم فوجد أن:**

1) إذا فرغت الأنبوبة من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها منخفض جداً فإن الغاز يصبح موصلاً للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.
2) إذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالي 10000 فولت (عشرة آلاف فولت) يلاحظ انطلاق سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط **(الكاثود)** إلى المصعد **(الأنود)** تسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ سميت هذه الأشعة بأشعة المهبط.



أشعه المهبط: **هي سيل من الأشعة غير المنظورة تنتج من المهبط تحت ظروف خاصة من الضغط المنخفض جدا والحرارة العالية جدا وتسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ.**





خواص أشعة المهبط

أهم خواص أشعة المهبط:

1- تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة أطلق عليها اسم الإلكترونات.

أشعة المهبط سالبة الشحنة والدليل على ذلك أنها تتحرك من المهبط ((القطب السالب)) إلي المصعد ((القطب الموجب))

2- تسير في خطوط مستقيمة.

3- لها تأثير حرارى.

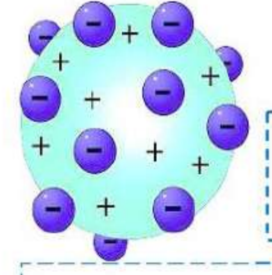
تعمل على ارتفاع درجة حرارة الأنود الذي تصدم به لأنها تعمل علي تحويل الطاقة الحركية إلي طاقة حرارية.

4- تتأثر بكل من المجالين الكهربي والمغناطيسي.

أشعة المهبط عبارة عن دقائق سالبة الشحنة وتتأثر بالمجال المغناطيسي لأن أي جسم مشحون متحرك يتولد حوله مجال مغناطيسي أو عند تعرضها لمجال كهربي تنحرف نحو القطب الموجب.

5- لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز لأنها تدخل في جميع المواد

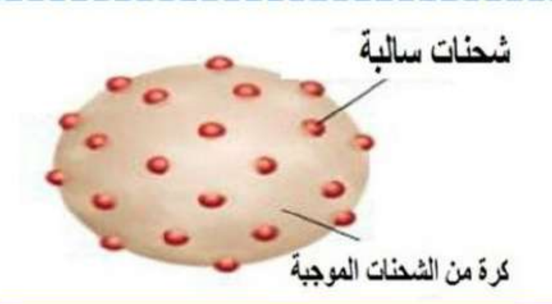
الذرة عند طومسون



عبارة عن كرة مصمتة متجانسة من الشحنات الكهربية الموجبة مطمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة، تكفي لجعل الذرة متعادلة كهربياً

ملاحظات هامة

- اتفق طومسون مع ديموقراطيس ودالتون على أن المادة تتكون من ذرات.
- اتفق طومسون مع دالتون على أن الذرة مصمتة.
- أشعة المهبط اكتشفها العالم طومسون وسميت فيما بعد بالإلكترونات.
- مصدر الإلكترونات داخل أنبوبة التفريغ هي الذرات المكونة للغاز أو المادة المعدنية للكاثود.



6- ذرة رذرفورد

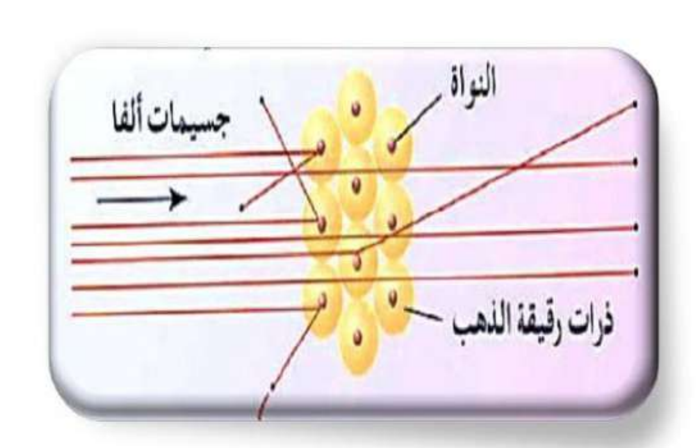
أجرى العالمان (جيجر و ماريسدن) عام 1911 بناء على اقتراح رذرفورد – تجربة رذرفورد الشهيرة

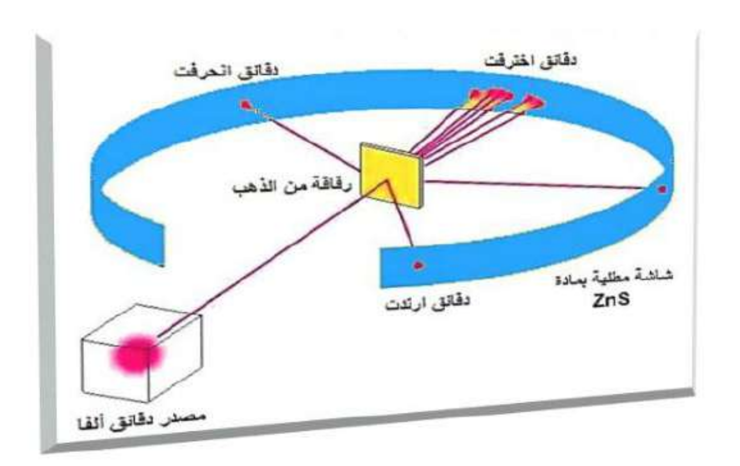
الادوات المستخدمه

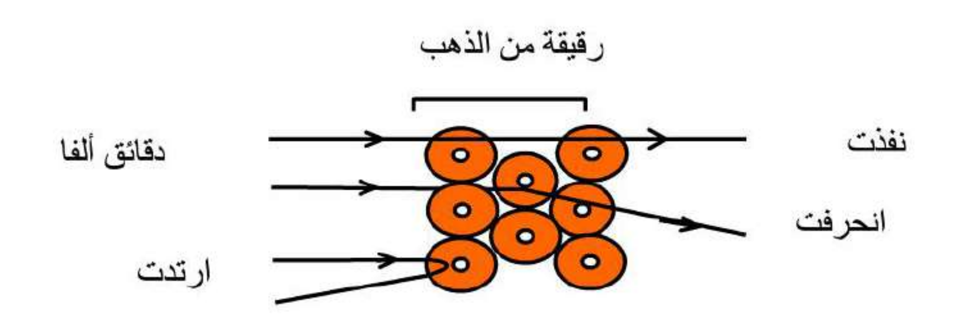
1) **صندوق من الرصاص بداخله مصدر لجسيمات ألفا (α)**
2) **لوح معدني مبطن من كبريتيد الخارصين (ZnS):** تظهر وميض عند اصطدام جسيمات ألفا بها.
3) **صفيحه رقيقه جداً من الذهب (Au).**

خطوات التجربه

سُمح لجسيمات ألفا الموجبة أن تصطدم باللوح المعدني المبطن بطبقة كبريتيد الخارصين.
تم تحديد مكان وعدد جسيمات ألفا المصطدمة باللوح من الومضات التي ظهرت على اللوح.
تم وضع صفيحة رقيقة جداً من الذهب لتعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح.







المشاهدة	التفسير	الاستنتاج
1- معظم جسيمات ألفا ظهر أثرها في نفس المكان الذي ظهرت فيه قبل وضع شريحة الذهب.	نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال صفيحة الذهب دون انحراف.	**الذرة معظمها فراغ وليست مصمتة كما تصورها (طومسون ودالتون)**
2- ظهرت بعض ومضات على الجانب الأخر من اللوح المعدني	ارتداد جسيمات ضئيلة جداً من جسيمات ألفا إلى الخلف في عكس مسارها بعد اصطدامها بصفيحة الذهب أي إنها لم تنفذ	**يوجد بالذرة جسيم كثافته كبيره ويشغل حيز صغير جدا، وتتركز فيه معظم كتلة الذرة هو نواة الذرة**
3- بعد وضع شريحة الذهب ظهرت بعض الومضات على جانبي الموضع الأصلي لها.	**انحراف نسبة ضئيلة من جسيمات ألفا عن مسارها (ينحرف جسيم واحد كل 20000 جسم)**	**نواه الذرة موجبه الشحنة لذا تنافرت مع جسيمات الفا (وهى أيضا موجبه الشحنة مما أدى إلى انحراف هذه الجسيمات عن مسارها) .**

من هذه التجارب وتجارب أخري قدم العالم رذرفورد النظرية الأولى عن الذرة علي أساس تجريبي

فروض نموذج ذرة رذرفورد

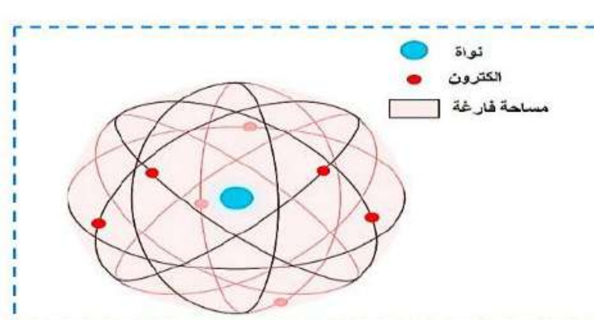


الذرة

- **رغم صغرها المتناهي فهي معقدة التركيب تشبه في تكوينها المجموعة الشمسية (علل)** لأنها تتركب من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب).
- **الذرة ليست مصمتة (علل)** لوجود مسافات شاسعة بين النواة وبين المدارات الإلكترونية.

النواة

أصغر كثيراً من الذرة.
تتركز فيها الشحنة الموجبة وذلك لوجود البروتونات الموجبة والنيترونات المتعادلة.
تتركز فيها معظم كتلة الذرة لإهمال كتلة الإلكترونات.



الإلكترونات

- ❖ سالبة الشحنة.
- ❖ كتلتها ضئيلة بالنسبة لكتلة النواة.
- ❖ **علل: الذرة متعادلة كهربياً؟**



لأن عدد البروتونات الموجبة داخل النواه تساوى عدد الإلكترونات السالبة التي تدور حول النواه.

- ❖ **علل: تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة في مدارات خاصة رغم قوى الجذب المتبادلة؟**

لأن الإلكترونات تخضع في دورانها حول النواة إلى قوتين متبادلتين متساويتين مقداراً ومتضادتين اتجاهاً هما:

(أ) قوة جذب النواة الموجبة للإلكترونات.

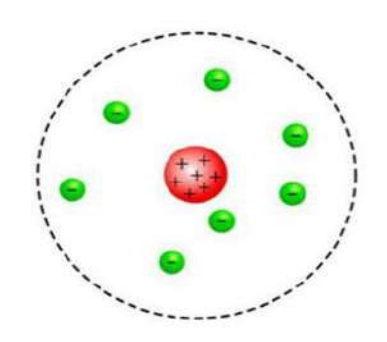
(ب) قوة طرد مركزية ناشئة عن دوران الإلكترون حول النواة.

ملاحظات هامة

- ❖ **استخدم رذرفورد جسيمات ألفا لأنها ثقيلة مما يجعلها بطيئة فيسهل رصدها كما أنها موجبة الشحنة**
- ❖ **استخدم رذرفورد عنصر الذهب لأنه لين وبالتالي يسهل تشكيلة (يقبل التورق) كما أنه عنصر خامل وشحنة نواته كبيرة نسبياً.**
- ❖ **نتيجة لاختلاف زوايا الانحراف لأشعة ألفا علي الشريحة، أثبت ذلك أن البروتونات غير موزعة بانتظام داخل النواة (الشحنة الموجبة غير متجانسة داخل الذرة).**

قصور نموذج ذرة رذرفورد

☚ فشل نظرية رذرفورد للتركيب الذرى لأنها لم توضح النظام الذي تدور فيه الإلكترونات حول النواة.



اختر الإجابة الصحيحة

أسئلة الفصل الأول

تطور مفهوم بنية الذرة

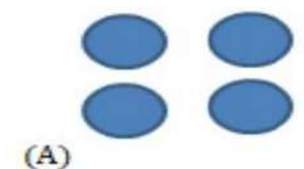
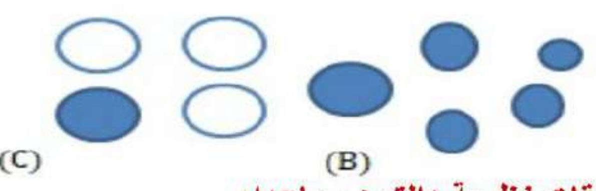
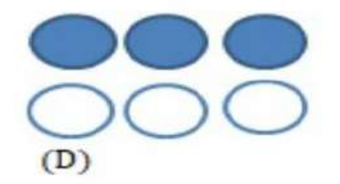
1- كل مما يأتي يندرج تحت فكرة أرسطو عن المادة، ماعدا:

① افترض أن التراب جزء من مكونات الذهب
② اعتقد بإمكانية تحويل النحاس إلى ذهب
③ افترض أن العنصر يتكون من ذرات
④ تصور أن مكونات الحديد هي نفسها مكونات الفضة ولكن بنسب مختلفة

2- أي مما يأتي من تصور بويل عن المادة؟

① المادة النقية التي لا تنقسم تسمى عنصر
② المادة تتكون من عناصر مختلفة قابلة للتجزئة
③ المادة تتكون من عناصر متشابهة قابلة للتجزئة
④ المادة النقية تتحلل إلى ما هو أبسط منها بالحرارة

3- أي من الأشكال التالية يمثل ذرات عنصر؟؟

(A) (B) (C) (D)

4- كل مما يأتي من تطبيقات نظرية دالتون، ماعدا:

① ذرة الكربون أثقل من ذرة الهيدروجين
② الذرة لا تتجزأ إلى مكونات أصغر
③ كتل جميع الذرات المختلفة متساوية
④ يتحد ذرتان من الهيدروجين مع ذرة من الأكسجين لتكوين جزئ ماء

5- طبقًا لنظرية دالتون، فإن الذرة:

① تحتوي على إلكترونات سالبة ② تحتوي على نواة موجبة
③ متعادلة كهربيًا ④ لا تحتوي على أي جسيمات

6- كل مما يأتي من فروض نظرية دالتون، ما عدا.........

① يتكون العنصر من دقائق أصغر لا تقبل التجزئة ② الذرة متناهية الصغر
③ تتكون الذرة من نواة وإلكترونات ④ ذرات العنصر الواحد متشابهة

7- الشكل المقابل يوضح النموذج الذري ل..........

① بويل ② دالتون ③ طومسون ④ رذرفورد

8- تاريخ إثبات وجود نواة بذرة العنصر يعود إلى ما بعد العالم..........

① بور ② طومسون ③ هايزنبرج ④ رذرفورد

9- يتفق كل من دالتون وطومسون في أن ذرة الكربون.........

① تحتوي على إلكترونات سالبة ② متعادلة كهربيًا
③ لا يوجد بها فراغات ④ كرة متجانسة

10- فكرة أن "الذرة غير قابلة للتجزئة" أيدها كل من:

① ديموقراطيس وطومسون ② ديموقراطيس ودالتون وطومسون

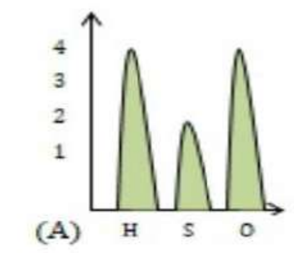
③ ديموقراطيس ودالتون ④ طومسون ورذرفورد

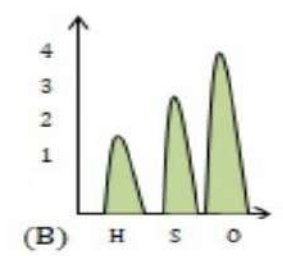
11- طبقًا لنظرية دالتون، فإن ذرات المركب تكون:

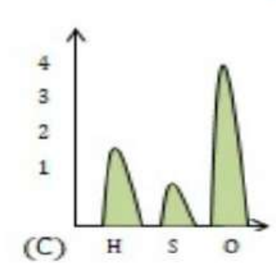
① متشابهة وبنسب عددية متساوية ② مختلفة وبنسب عددية متساوية

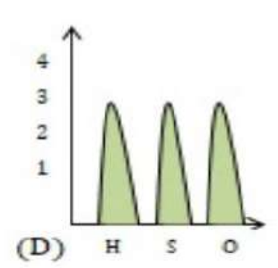
③ متشابهة وبنسب عددية مختلفة ④ مختلفة وبنسب عددية بسيطة

12- حمض الكبريتيك يتكون من ذرات (H, S, O) وصيغته (H_2SO_4)، أيا مما يأتي يتفق مع نظرية دالتون من حيث تكوين هذا المركب؟؟









13- اتفق ديموقراطيس ودالتون في أن:

① كتل الذرات تختلف من عنصر إلى آخر ② المادة تتكون من ذرات غير مصمتة

③ الذرة متناهية الصغر لا تقبل التجزئة ④ المركب يتكون من اتحاد ذرات العناصر المختلفة

14- كل مما يأتي من مفهوم نظرية دالتون، ما عدا..........

① كتل ذرات الحديد تختلف عن كتل ذرات الألومنيوم

② يتكون مركب الهيدروبروميك من ذرات البروم فقط

③ يتكون جزيء الماء من ذرتين هيدروجين وذرة أكسجين واحدة

④ كتل ذرات الصوديوم الموجودة في عينة منه جميعها متساوية

15- من خواص أشعة المهبط:

① لها شحنة وليس لها كتلة ② لها كتلة وليس لها شحنة.

③ ليس لها كتلة وغير مشحونة ④ لها كتلة ومشحونة كهربيًا.

16- أي مما يأتي لا يعد من خواص أشعة المهبط؟؟

① تتأثر بالمجال المغناطيسي والكهربي

② تختلف خواصها باختلاف مادة الكاثود

③ تسبب توهج عند اصطدامها بجدار أنبوبة التفريغ

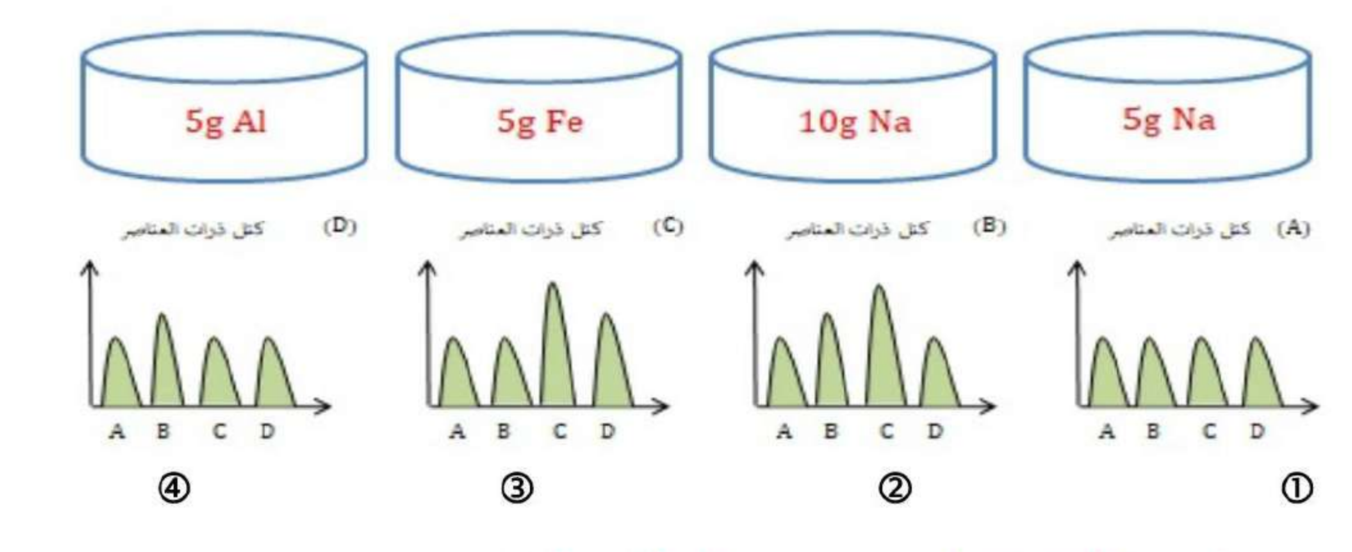
④ لا يتغير سلوكها عند تغيير الغاز الموجود في أنبوبة التفريغ

17- أول مَن افترض أن الذرة بها شحنات موجبة هو:

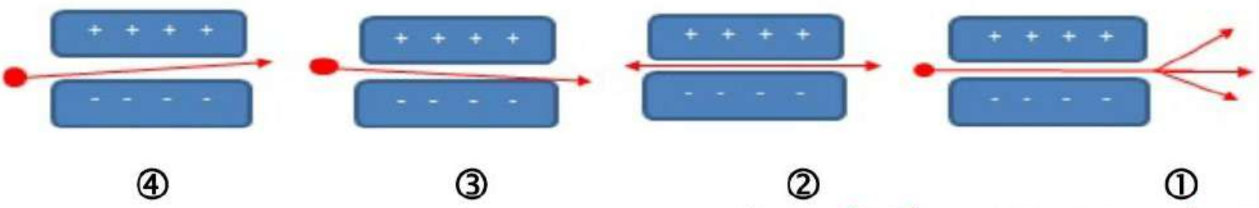
① بويل ② طومسون

③ دالتون ④ رذرفورد

18- لديك العينات التالية (A,B,C,D) اختر الشكل البياني الذي يتفق مع نظرية دالتون لوصف النسب بين كتلة ذرة واحدة من كل عينة من العينات الآتية:



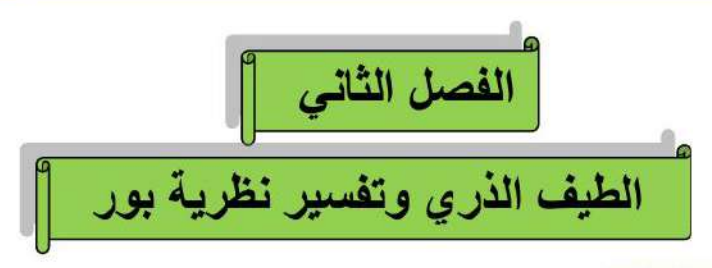
19- أي من الأشكال التالية يعبر عن مسار أشعة المهبط؟؟



20- أي مما يلي لا يصف أشعة المهبط؟؟

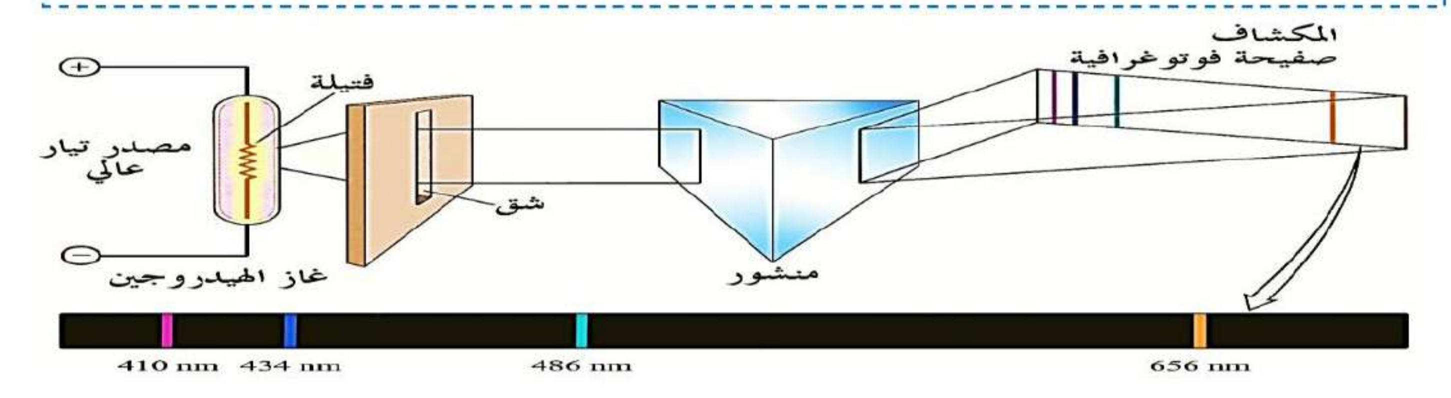
① يمكن أن تصدر من تأين غاز الأنبوبة ② يمكن أن تصدر من مادة المهبط

③ تنحرف ناحية القطب الموجب ④ أشعة كهرومغناطيسية وليست جسيمات مادية



طيف الانبعاث (الطيف الخطي)

- ❖ عند تسخين ذرات عنصر نقى في الحالة الغازية أو البخارية لدرجات حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوب التفريغ الكهربي فإنه ينبعث منها إشعاع يطلق عليه **طيف الانبعاث (الطيف الخطى)**
- ❖ يظهر هذا الطيف الذرى عند فحص الإشعاع وتحليله بواسطة جهاز يعرف باسم **المطياف (الاسبكتروسكوب)**
- ❖ يكون الطيف على هيئة عدد صغير محدد من خطوط ملونة تفصل بينها مساحات معتمة لذا يعرف طيف الانبعاث بالطيف الخطى



الطيف الخطى: عدد محدد من خطوط ملونة تنتج من تسخين ذرات العناصر في الحالة الغازية أو البخارية إلى درجات حرارة عالية أو تعريضها لضغط منخفض في أنبوبة التفريغ الكهربي

المطياف الاسبكتروسكوب: هو جهاز يستخدم لتحليل الضوء إلى مكوناته وأول من أخترعه هو نيوتن واستخدمه في تحليل الضوء المرئي.

الحصول على طيف الانبعاث (الطيف الخطى)

يتم الحصول عليه بتسخين ذرات العناصر وهي في الحالة البخارية أو الغازية إلى درجات حرارة عالية وتعريضها إلى ضغط منخفض أو بإمرار شرارة كهربية ينبعث منها إشعاع (طيف) يظهر عند فحصه بالمطياف إنه يتكون من عدد محدود من خطوط ملونه تفصل بينها مسافات معتمة.

فكرة الطيف الخطي: هو إثارة الذرة فتنتقل الإلكترونات إلى المستوى الأعلى ثم عندما تدور حول النواة تفقد جزءاً من طاقتها في صورة أطياف ملونة.

دراسة الطيف الخطي لذرة الهيدروجين

عند فحصه بالمطياف وجد أنه يتكون من أربعة خطوط ملونة (أحمر – أخضر – أزرق – بنفسجي) تفصل بينهم مسافات معتمة.

أهمية دراسة طيف الانبعاث:

بدراسة الطيف الخطى لأشعة الشمس (وجد أنها تتكون أساساً من H, He)
بدراسة طيف الانبعاث الخطى لذرات الهيدروجين تمكن بور من وضع نموذجه الذرى الذي استحق عليه جائزة نوبل.

علل: الطيف الخطي صفة أساسية ومميزة لكل عنصر؟؟

لأن لكل عنصر طيف خطى له طول موجي وتردد خاص به.

علل: يسمى الطيف الخطي بهذا الاسم؟؟

لأنه عبارة عن عدد صغير محدود من خطوط ملونة تفصل بينها مسافات معتمة

علل: يمكن التمييز بين العناصر المختلفة عن طريق دراسة طيفها الخطي؟؟

لأن الطيف الخطي للعنصر صفة أساسية ومميزة له، فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطي

علل: يتكون طيف ذرة الهيدروجين من أكثر من مجموعة خطوط طيفية؟؟

وذلك بسبب تعدد مستويات الطاقة التي ينتقل الإلكترون المثار منها إلى المستوى الأصلي.

علل: إنتاج ذرات العنصر الواحد لعدة خطوط طيفية؟؟

لأن الخطوط الطيفية للعنصر الواحد تنتج من انتقال الإلكترونات بين مستويات الطاقة المختلفة.

ملاحظات هامة

- **الطيف الخطي لأي عنصر صفة مميزة وأساسية له فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطي.**
- **في الطيف الخطي يكون عدد الخطوط والمسافة بين المناطق الملونة غير متساوية.**
- **الطيف الخطي ينتج عند تسخين الغازات وأبخرة المواد لدرجة حرارة مرتفعة أو ضغط منخفض.**
- **إذا اكتسب الإلكترون طاقة عندها يزداد دورانه حول النواة وتزداد معها القوة الطاردة المركزية، بحيث تكون أقوي من قوي الجذب وبالحد الذي يسمح للإلكترون للانتقال لمستوي طاقة أعلي وليس الهروب من الذرة**
- **إذا اكتسب الإلكترون طاقة بحيث تتغلب على القوة الطاردة المركزية وعلي قوة جذب النواة عندها يخرج الإلكترون خارج مجال جذب النواة ويخرج من الذرة وتتحول الذرة لأيون موجب**

يتكون الطيف الخطي المرئي لذرة الهيدروجين من أربعة خطوط ملونة

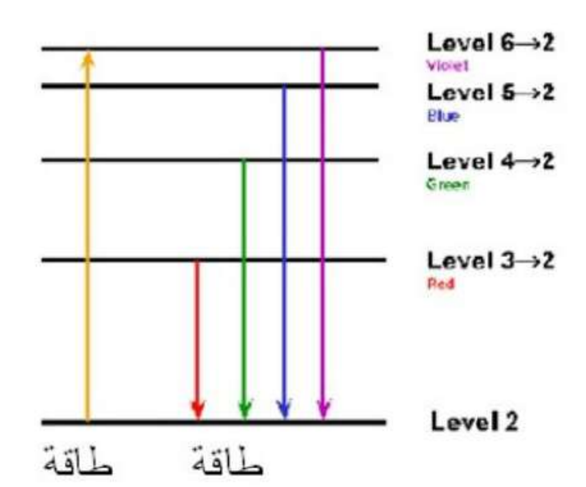
الخط الطيفي	الأحمر	الأخضر	الأزرق	البنفسجي
الطول الموجي	656 nm	486 nm	434 nm	410 nm
المستويين المنتقل بينهما	من المستوي الثالث إلى المستوي الثاني	من المستوي الرابع إلى المستوي الثاني	من المستوي الخامس إلى المستوي الثاني	من المستوي السادس إلى المستوي الثاني

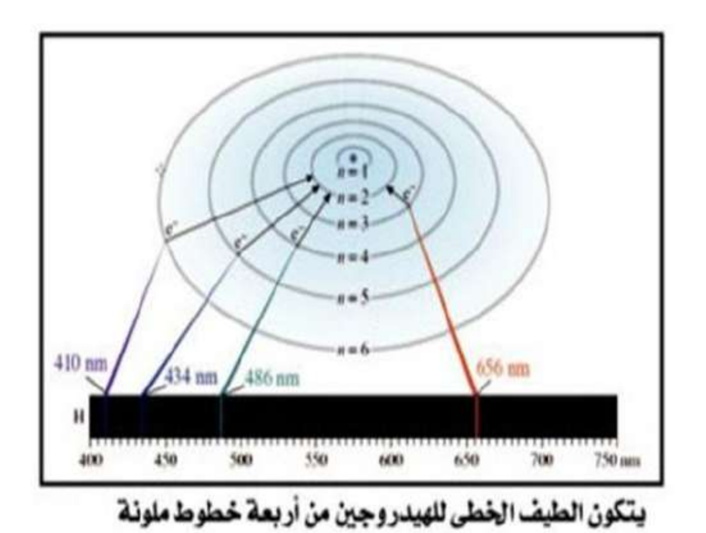
التردد يتناسب طردياً مع الطاقة وعكسياً مع الطول الموجي فمثلاً

- الطيف الخطي الأحمر له أعلي طول موجي وأقل تردد.
- الطيف الخطي البنفسجي له أقل طول موجي وأعلي تردد.

انتقال الإلكترون المثار في ذرة الهيدروجين من مستويات الطاقة العليا إلى مستويات الطاقة الأدنى يشكل سلاسل من الإشعاعات الكهرومغناطيسية.

السلسلة	من	إلي	منطقة الطيف الكهرومغناطيسي
الأولي	2،3،4	1	الأشعة فوق البنفسجية (غير مرئية)
الثانية	3،4،5	2	الطيف المرئي
الثالثة	4،5،6	3	الأشعة تحت الحمراء (غير مرئية)
الرابعة	5،6،7	4	





يتكون الطيف الخطي للهيدروجين من أربعة خطوط ملونة

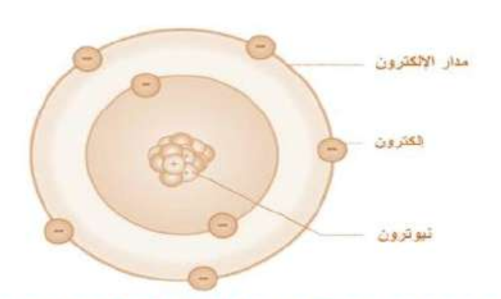
7-ذرة بور

الطيف الذرى هو المفتاح الذي حل لغز التركيب الذرى وهو ما قام به العالم الدنماركي (نيلز بور) واستحق عليه جائزة نوبل عام 1922 م.

1913 نيلس هنريك دافيد بور دنماركي Neils Bohr

انصب نموذج بور على ذرة الهيدروجين لأنها تمثل أبسط نظام إلكتروني حيث لا تحتوي إلا على إلكترون واحد.

فروض نموذج ذرة بور



استخدم بعض فروض رذرفورد

(1) يوجد في مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.

(2) عدد الشحنات السالبة (الإلكترونات) التي تدور حول النواة يساوى عدد الشحنات الموجبة داخل النواة.

(3) أثناء دوران الإلكترون حول النواة يتأثر بقوتين هما قوة جذب مركزية وقوة طرد مركزية وهما متعادلتين.

أضاف بور الفروض التالية:

1- تدور الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب طاقة.
2- تدور الإلكترونات حول النواة في عدد من مستويات الطاقة المحددة والثابتة.
3- الفراغ بين المستويات منطقة محرمة تماماً لدوران الإلكترونات فيها، حيث ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة لآخر عن طريق القفزة الكاملة.
4- للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن النواة.
5- تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره ويعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسي (n).
6- في الحالة المستقرة يبقى الإلكترون في أقل مستويات الطاقة المتاحة.
7- إذا اكتسب الإلكترون قدراً معيناً من الطاقة (يسمى كم أو كوانتم) بواسطة التسخين أو التفريغ الكهربي تصبح الذرة مثارة وينتقل الإلكترون مؤقتاً إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب.
8- الإلكترون في المستوى الأعلى في وضع غير مستقر فيعود إلى مستواه الأصلي، ويفقد نفس الكم من الطاقة الذي اكتسبه على هيئة طيف خطى مميز.

الكم أو الكوانتم: هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل إلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر.

الذرة المثارة: هي الذرة التي إذا اكتسبت كماً من الطاقة تتسبب في انتقال إلكترون من مستواه الأصلي إلى مستوى طاقة أعلى

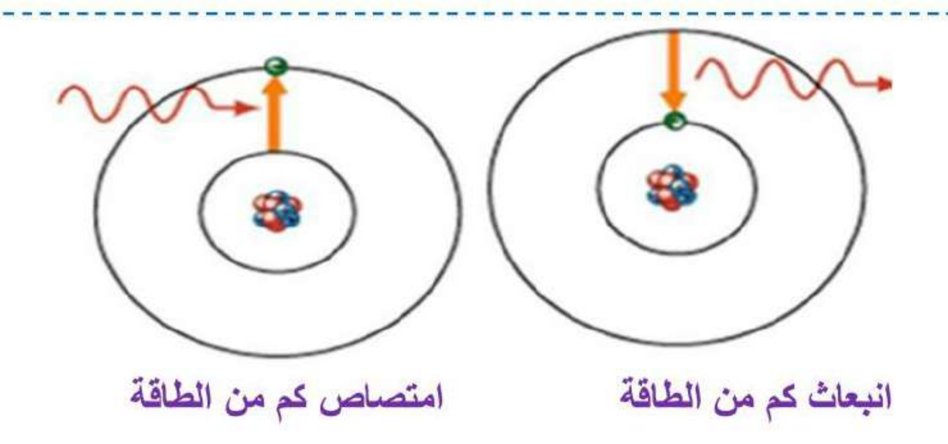
- تزداد طاقة المستويات كلما ابتعدنا عن النواة.
- الفرق في الطاقة بين المستويات غير متساوي كلما ابتعدنا عن النواة.
- الكم اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات غير متساوي يقل كلما ابتعدنا عن النواة.
- الكم عدد صحيح ولا يساوى صفرا أو كسراً وهو لا يجمع. فلا يمكن القول ب 2 كوانتم أو 1/ 2 كوانتم.
- الإلكترون في المستوى الأعلى في وضع غير مستقر ولكي يعود إلى مستواه الأصلي، لابد أن يفقد نفس الكم الذي اكتسبه على هيئة طيف خطى مميز

مميزات نموذج بور

- فسر الطيف الخطى لذرة الهيدروجين تفسيراً صحيحاً.
- أول من ادخل فكرة الكم في تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة.

عيوب نموذج بور

- لم يستطيع تفسير الطيف الذري لأي ذرة عنصر آخر غير الهيدروجين.
- اعتبر الإلكترون جسيم مادي سالب أهمل خواصه الموجية.
- افترض أنه يمكن تعيين مكان وسرعة الإلكترون معا في نفس الوقت وبدقة وهذا يستحيل عملياً.
- اعتبر أن الإلكترون عبارة عن جسيم يتحرك في مدار دائري مستوي أي أن الذرة مسطحة، وقد ثبت أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة.



امتصاص كم من الطاقة | انبعاث كم من الطاقة

علل: يستحيل عمليا تحديد مكان وسرعة الإلكترون معا بدقة في وقت واحد.

لأن الجهاز المستخدم سوف يغير من مكانه أو سرعته مما يشكك في دقة النتائج.
الجهاز المستخدم في قياس مكان وسرعة الإلكترون يستخدم طاقة

إما كبيرة: فتجعل الإلكترون ينتقل من مستوى لآخر.

أو صغيرة: فتزيد من سرعة حركة الإلكترون.

علل: اعتبار أن الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة اعتبار خاطئ وغير صحيح؟؟

لأن الإلكترون له خواص موجية.

علل: ذرة الهيدروجين ليست مسطحة؟؟

لأن لها اتجاهات فراغية ثلاثة

ملاحظات هامة

- **الطيف الذري** هو المفتاح الذي حل لغز التركيب الذري.
- **لا ينتقل الإلكترون** من مستواه إلا إذا اكتسب طاقة مساوية للفرق في الطاقة بين مستواه الأصلي والمستوي الذي سينتقل إليه.
- **لا يمكن للإلكترون** أن يستقر في أي مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هي أماكن مستويات الطاقة
- **الفرق في الطاقة** بين مستويات الطاقة ليس متساويا وهو يقل كلما ابتعدنا عن النواة ولذلك يكون الكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساويا
- **يقل كم الطاقة اللازم** لنقل الإلكترون من مستوى الطاقة إلى الذي يليه مباشرة وكلما ابتعدنا عن النواة وذلك لأن الفرق في الطاقة بين مستوى الطاقة والذي يليه يقل كلما ابتعدنا عن النواة
- **الفرق في الطاقة** بين مستويات الطاقة غير منتظم
- **عند انتقال الإلكترون (عودته)** بين المستويين المتقاربين في الطاقة يكون الضوء المنبعث طوله الموجي طويل
- **عند انتقال إلكترون (عودته)** بين المستويين متباعدين في الطاقة يكون ضوء منبعث طوله الموجي قصير
- **لا يتحرك الإلكترون من مكانه** ولا يخرج من مستواه إلا إذا اكتسب الفرق في الطاقة بين المستويين بالكامل

8-النظرية الذرية الحديثة

قامت هذه النظرية على تعديلات أساسي في نموذج بور، أهم هذه التعديلات:

أهم التعديلات على نموذج ذرة بور

- **الطبيعة المزدوجة للإلكترون.**
- **مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج).**
- **النظرية الميكانيكية الموجية(شرودنجر).**

الطبيعة المزدوجة للإلكترون

دي براولي فرنسي نوبل في الفيزياء

افترض بور أن الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة وأهمل الطبيعة الموجية له علماً بأن التجارب أثبتت أن كل جسيم مادي متحرك تصاحبه حركة موجية لها بعض خصائص الموجات الضوئية.

(الإلكترون جسيم مادى له خواص موجية)

مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج).

كارل هايزنبرج ألمانى

افترض بور إمكانية تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة، إلا أن هايزنبرج توصل عن طريق ميكانيكا الكم إلى استحالة حدوث ذلك عملياً، فإن التحدث بلغة الاحتمالات يكون هو الأقرب إلى الصواب وما أطلق علية مبدأ عدم التأكد.

يستحيل عملياً تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً فى وقت واحد بدقة ، وإنما هذا يخضع لقوانين الاحتمالات

النظرية الميكانيكية الموجية(شرودنجر)

شرودنجر 1926 نمساوي

افترض بور أن الإلكترون في مدارات محددة وهناك مناطق فراغ محتملة محرمة على الإلكترون

أسس شرودنجر المعادلة الموجية للذرة والتي من خلالها نستطيع تحديد

- مستويات الطاقة المسموح بها للإلكترونات.
- مناطق الفراغ المحيطة بالنواة، والتي يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترونات في كل مستوي طاقة.

وتغير مفهوم حركة الإلكترون في مدار ثابت إلى مفهوم

- **تمكن شرودنجر بناءًا على أفكار "بلانك" و "أينشتين" و "دي براولى" و "هايزنبرج" من :**

1- تأسيس النظرية الميكانيكية الموجية للذرة

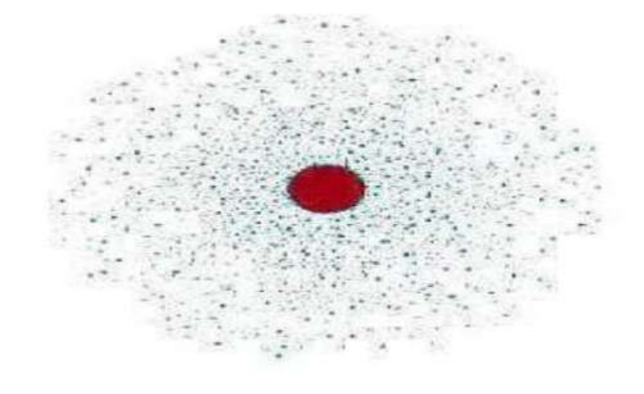
2- وضع المعادلة الموجية التي تطبق على حركة الإلكترون في الذرة وبحل هذه المعادلة أمكن: -

[أ] إيجاد مستويات الطاقة المسموح بها

[ب] تحديد مناطق الفراغ حول النواة التي يكون فيها احتمال تواجد الإلكترون أكبر ما يمكن (الأوربيتال).

➢ **وقد غيرت المعادلة الموجية مفهومنا لحركة الإلكترون حول النواة فبعد أن كنا نعرف أن الإلكترون يدور في مدارات محددة حول النواة وأن الفراغات بين هذه المدارات مناطق محرمة على الإلكترونات تم استخدام مفاهيم جديدة لوصف مكان الإلكترون مثل السحابة الإلكترونية والأوربيتال.**

السحابة الإلكترونية	**منطقة من الفراغ المحيط بالنواة التي يحتمل وجود الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد**
الأوربيتال	**مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها**

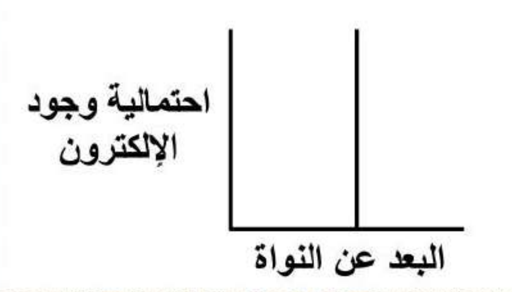


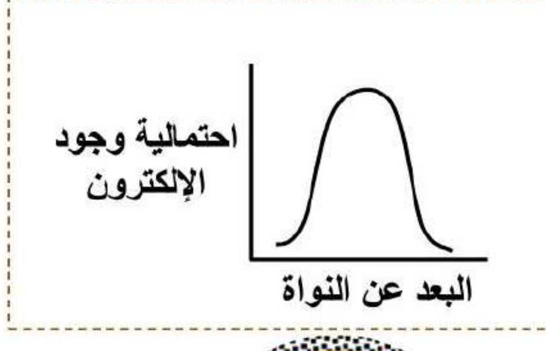


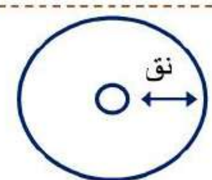
نتائج المعادلة الموجية:

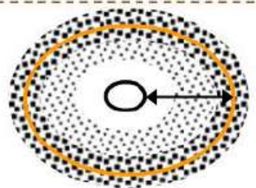
- إيجاد مستويات الطاقة لحركة الإلكترون.
- تحديد المناطق التي يزيد وجود الإلكترون بها.
- أعداد الكم.

المدار بمفهوم (بور)	الأوربيتال بمفهوم النظرية الذرية الحديثة (شرودنجر)
- هو مسار ثابت للإلكترون حول النواة - المناطق بين المدارات منطقة محرمة على الإلكترونات	- هو منطقة من الفراغ المحيط بالنواة والتي يكون احتمال تواجد الإلكترون فيها أكبر ما يمكن - تعبير السحابة الإلكترونية هو أفضل وصف للأوربيتال









- **سميت السحابة الإلكترونية بهذا الاسم بسبب حركة الإلكترون في الفراغ المحيط بالنواة بجميع الاتجاهات والأبعاد.**
- **يحتوي كل أوربيتال على إلكترونين بحد أقصي.**

علل: أهمية السحابة الإلكترونية؟؟

تثبت أن الإلكترون يتواجد في جميع الاتجاهات والأبعاد حول النواة

علل: السحابة الإلكترونية هي النموذج المقبول لوصف الأوربيتال؟؟

لأنها تمثل مناطق الفراغ حول النواة والتي يزيد احتمال تواجد الإلكترون في جميع الأبعاد والاتجاهات

اختر الإجابة الصحيحة

أسئلة الفصل الثاني

طيف الانبعاث وبور

1- عند تسخين الغازات أو أبخرة المواد لدرجة حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض فكل مما يأتي صحيح، ماعدا:

① تتحول إلى عناصر مشعة ② تطلق طيف الانبعاث
③ تطلق الطيف الخطي ④ تشع ضوء

2- عند تسخين الغازات أو أبخرة ذرات العناصر النقية تحت ضغط منخفض إلى درجات حرارة عالية، فإنها:

① تُصدر أشعة مرئية فقط ② تُصدر أشعة مرئية أو غير مرئية
③ تطلق أشعة جاما ④ تطلق جسيمات ألفا

3- أي مما يأتي لا ينطبق على الطيف الخطي؟؟

① ينتج من الذرات المثارة
② يتكون من خطوط ملونة متتابعة ومتلاصقة
③ الطيف الخطي لأبخرة الصوديوم يختلف عن أبخرة الكالسيوم
④ ينتج عند عودة الإلكترون من مستوى طاقة أعلى لمستوى طاقة أقل

4- يحتوي كل من عنصر الهيدروجين وعنصر الهيليوم على مستوى طاقة واحد، في ضوء هذه العبارة أيا مما يلي يعتبر صحيحًا؟؟

① يتساوى العنصران في عدد الإلكترونات ② يتشابه العنصران في نشاطهما الكيميائي
③ يتشابه العنصران في طيف الانبعاث الخطي ④ يختلف العنصران في طيف الانبعاث الخطي

5- أي مما يلي ينطبق على مستوى الطاقة الرئيسي الثاني (L)؟؟

① يمتلك طاقة أقل من طاقة المستوى الرئيسي الأول
② يمتلك طاقة أعلى من طاقة المستوى الرئيسي الأول
③ يمتلك طاقة أعلى من طاقة المستوى الرئيسي الثالث
④ يمتلك طاقة مساوية لطاقة المستوى الرئيسي الثالث

6- الفرق في الطاقة بين كل مستويين متتاليين:

① يزداد بالابتعاد عن النواة ② يقل بالابتعاد عن النواة
③ لا توجد علاقة محددة ④ متساو دائمًا

7- إذا امتص الإلكترون كمًا من الطاقة، فإنه:

① ينتقل إلى مستوى أعلى يناسب طاقته ② يقترب من النواة
③ يشع ضوء أثناء انتقال لأعلى ④ يظل في مستواه الأصلي

8- لانتقال الإلكترون من المستوى الرئيسي الأول للمستوى الرئيسي الثالث يلزم أن...

① يكتسب الإلكترون (**2**كم). ② يفقد الإلكترون (**2**كم).
③ يكتسب الإلكترون (كم واحد). ④ يفقد الإلكترون (كم واحد).

9- عندما ينتقل الإلكترون من المستوى الثاني إلى المستوى الرابع فكل مما يأتي صحيح، ماعدا:

① انتقل الإلكترون نتيجة امتصاصه كم من الطاقة ② تصبح الذرة مثارة
③ سرعان ما يعود الإلكترون ويظهر الطيف الخطي ④ اكتسبت الذرة (**2**كم) من الطاقة

10- تعتبر ذرة الهيدروجين مستقرة وغير مثارة، إذا كان الإلكترون في المستوى الرئيسي:

① الأول ② الثاني ③ الثالث ④ السابع

11- عندما ينتقل الإلكترون من المستوى (K) إلى المستوى (L) يكتسب كوانتم وعندما ينتقل من المستوى (N) إلى المستوى (K)، فإنه..........

① يكتسب (1) كوانتم ② يكتسب (2) كوانتم ③ يفقد (1) كوانتم ④ يفقد (3) كوانتم

12- كل مما يأتي صحيح بالنسبة للذرة المثارة، ماعدا:

① غير مستقرة ② امتصت قدر من الطاقة

③ لن تفقد أي قدر من طاقتها ④ طاقتها أكبر مما كانت عليه قبل عملية الإثارة

13- النسبة بين طاقة المستويين (L: M) في ذرة الهيدروجين تكون:

① (1:10) ② أقل من الواحد الصحيح

③ أكبر من الواحد الصحيح ④ تساوي الواحد الصحيح

14- دراسة الطيف الخطي مكنتنا من معرفة:

① الأعداد الذرية للعناصر ② الكتل الذرية للعناصر

③ التركيب الذري ④ الشحنات الكهربية الموجودة بالذرة

15- تمتص الذرة قدرًا كبيرًا من الطاقة عندما ينتقل الإلكترون من المستوى.......

① (K إلى L) ② (M إلى L)

③ (M إلى N) ④ **الخامس إلى السادس.**

16- أيا من المستويات الرئيسية التالية يحتوي على إلكترون هو الأقل ارتباطًا بالنواة؟

① (M) ② (L) ③ (K) ④ (N)

17- للحصول على الطيف المرئي لذرة الهيدروجين لإلكترون مثار في المستوى (M) لابد أن:

① يكتسب الإلكترون كم من الطاقة

② يفقد الإلكترون طاقة أقل مما اكتسبها

③ يفقد الإلكترون طاقة أكبر مما اكتسبها

④ يفقد الإلكترون طاقة مساوية لطاقة الكم التي اكتسبها

18- من خلال فهمك للنموذج الذري لبور، أي مما يأتي غير صحيح؟

① تزادا القوة الجاذبة المركزية كلما اقتربنا من النواة

② يتميز عن نموذج طومسون بأن معظم الذرة فراغ

③مستويات الطاقة الرئيسية تحصر بينها مسافات متساوية

④ تتكون خطوط طيفية تدل على المستويات الأصلية للإلكترونات

19- اتفق طومسون وبور في أن:

① الذرة معظمها فراغ ② الذرة متعادلة كهربيًا

③ الإلكترونات مطمورة في الذرة ④ الإلكترونات تدور في مستويات الطاقة

20- كل مما يأتي من مميزات نموذج ذرة بور، ماعدا:

① حدد المدارات التي تدور فيها الإلكترونات

② استطاع تفسير الطيف الخطي لذرة الهيدروجين

③ افترض إمكانية تحديد مكان وسرعة الإلكترون بدقة حول النواة

④ أدخل فكرة الكم لأول مرة في تحديد طاقة الإلكترون في مستويات الطاقة

21- العالم الذى اكتشف أن كتلة الإلكترون صغيرة جدًا إذا ما قورنت بكتلة النواة هو:

① طومسون ② رذرفورد ③ بور ④ دالتون

22- كل مما يأتي من عيوب نموذج بور، ماعدا:

① أدخل فكرة الكم

② لم يأخذ في الاعتبار أن الذرة مجسمة

③ لم يستطع تفسير الطيف الخطي لذرة الليثيوم

④ لم يأخذ في الاعتبار أن الإلكترونات لها خواص موجية

23- إذا علمت أن فرق الطاقة بين المستوى (L) والمستوى (K) في ذرة الهيدروجين يساوي (ev10.2)، فإن فرق الطاقة بين المستوى (M) والمستوى (L) يساوي:

① (1.9 ev). ② (15.1 ev) ③ (10.2 ev) ④ (20.4 ev)

24- يتكون الطيف الخطي المرئي للهيدروجين من خطوط طيفية دقيقة عددها:

① (1) ② (2) ③ (3) ④ (4)

25- أي مما يلي اتفق فيه بور وطومسون؟؟

① الذرة مصمتة ② كتلة الذرة مركزة في النواة

③ حركة الإلكترون ④ الذرة بها شحنات كهربية

26- يتميز نموذج بور عن نموذج رذرفورد في أن الإلكترونات في نموذج بور تدور:

① حول النواة ② بسرعة كبيرة

③ في مدارات خاصة ④ في مستويات تزداد طاقتها كلما ابتعدنا عن النواة

27- يختلف نموذج بور عن نموذج رذرفورد في أن:

① الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة

② الإلكترون يدور حول النواة في مدارات خاصة

③ الإلكترون لا يظهر له طيف خطي عند فقد كم من الطاقة

④ الإلكترون يظهر له طيف خطي عند فقد كم من الطاقة

28- أي مما يلى يتفق فيه كل من رذرفورد وبور؟؟

① الذرة مصمتة ② معظم كتلة الذرة تتركز في النواة

③ نظام حركة الإلكترونات ④ تتركز الشحنة السالبة داخل النواة

29- طبقًا لنظرية بور يمكن تحديد مستوى الطاقة الذي يدور فيه الإلكترون من خلال

① كتلة الإلكترون ② شحنة الإلكترون ③ طاقة الإلكترون ④ شحنة النواة

30- إذا اكتسب الإلكترون طاقة مقدارها (10.2 ev)، فإنه ينتقل من المستوى (K) إلى المستوى (L) ولكي ينتقل الإلكترون من المستوى (M) إلى المستوى (L) فإنه:

① **يفقد طاقة مقدارها** (1.89 ev). ② **يكتسب طاقة مقدارها** (1.89 ev)

③ **يفقد طاقة مقدارها** (10.2 ev). ④ **يكتسب طاقة مقدارها** (10.2 ev)

31- ينشأ الطيف الخطي المرئي للهيدروجين نتيجة عودة الإلكترونات المثارة إلى مستوى الطاقة:

① (K) ② (L) ③ (M) ④ (N)

32- عندما ينتقل إلكترون من مستوى قريب من النواة إلى مستوى بعيد، فإنه.........

① يفقد كمًا من الطاقة ② يكتسب كمًا من الطاقة

③ ينبعث منه إشعاع ④ تظل طاقته ثابتة

33- الشكل الذي يعبر عن عودة الإلكترون المثار إلى المستوى الرئيسي (K) هو:

① ② ③ ④

34- ما الشكل الذي يعبر عن العلاقة بين فرق الطاقة بين مستويين متتاليين في الذرة والبعد عن النواة؟؟

(A) فرق طاقة المستوى — البعد عن النواة ①
(B) فرق طاقة المستوى — البعد عن النواة ②
(C) فرق طاقة المستوى — البعد عن النواة ③
(D) فرق طاقة المستوى — البعد عن النواة ④

35- عندما ينتقل الإلكترون من المستوى (M) إلى المستوى (N)، فإنه يكتسب طاقة:

① **أكبر من فرق الطاقة بين (L,M)** ② **أصغر من فرق الطاقة بين (P,Q)**
③ **مساوية لفرق الطاقة بين (N,O).** ④ **أكبر من فرق الطاقة بين (O,P)**

36- عدد من الخطوط الدقيقة الملونة تفصل بينها مساحات معتمة عبارة عن:

① الطيف الخطي ② طيف الانبعاث الخطي ③ طيف الانبعاث للذرات ④ كل ما سبق

37- العالم الذى افترض أنه يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معًا بدقة هو:

① بور ② هايزنبرج ③ رذرفورد ④ شرودنجر

38- العالم الذى افترض أنه يستحيل عمليًا تحديد مكان وسرعة الإلكترون معًا بدقةهو:

① بور ② هايزنبرج ③ رذرفورد ④ شرودنجر

39- العالم الذي اكتشف أن هناك مناطق حول النواة يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها هو

① بور ② هايزنبرج ③ رذرفورد ④ شرودنجر

40- مناطق الفراغ بين المستويات ليست محرمة على الإلكترونات يعتبر من فروض نظرية:

① بور ② طومسون ③ رذرفورد ④ شرودنجر

41- المفتاح الذي حل لغز التركيب الذري هو:

① اكتشاف أشعة المهبط ② التوصل إلى الطبيعة المزدوجة للإلكترون
③ دراسة الطيف الذري وتفسيره ④ اكتشاف نواة الذرة على يد رذرفورد

42- المنطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة والتي يحتمل تواجد الإلكترونات فيها تسمى:

①الأوربيتال ② السحابة الإلكترونية
③المدار في مفهوم بور ④مستوى الطاقة في مفهوم بور



43- أي من الأشكال التالية يتفق مع نموذج بور بخصوص طاقة المستويات الرئيسية؟

① ② ③ ④

44- احتمال تواجد الإلكترون حول النواة يعبر عنها من خلال...................

① الأوربيتال والسحابة الإلكترونية ② الكوانتم وطيف الانبعاث

③ طيف الانبعاث والأوربيتال ④ الكوانتم والسحابة الإلكترونية

45- من تعديلات هايزنبرج التي ادخلها ووضحت قصور نموذج بور..................

① إمكانية تواجد الإلكترون في المناطق بين المدارات

② الإلكترون جسيم له كتلة ولكن له خواص الموجات

③ يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معًا بمنتهى الدقة

④ إذا تم تحديد سرعة الإلكترون يصعب تحديد موقعه في نفس الوقت

46- من إسهامات النظرية الميكانيكية الموجية في فهم التركيب الذري..................

① ذرة الهيدروجين مسطحة ② المناطق بين مستويات الطاقة مناطق محرمة

③ الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة ④ استبدال مفهوم المدار بمفهوم الأوربيتال

47- عالج شرودنجر قصورًا عند نموذج بور هو.................

① الإلكترون جسيم سالب

② الإلكترون يدور حول النواة فيما يعرف بالأوربيتال

③ الإلكترون يدور في مدار ثابت ومحدد

④ يمكن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معًا

48- عالجت النظرية الذرية الحديثة قصورًا في نموذج بور هو.................

① الإلكترون جسيم مادي سالب الشحنة فقط ② للإلكترون طبيعة مزدوجة

③ الإلكترون يدور حول النواة في سحابة إلكترونية ④ للإلكترون طبيعة موجية فقط

49- من التعارض بين نظرية بور والنظرية الذرية الحديثة....................

① الذرة متعادلة كهربيًا

② أن ذرة الهيدروجين مسطحة

③ النواة جسم كثيف يوجد في مركز الذرة

④ ينتقل الإلكترون لمستوى أعلى عند اكتساب قدرًا من الطاقة

50- تتفق كل من النظرية الذرية الحديثة ونموذج رذرفورد للذرة في..................

① أن الذرة ليست مصمتة ② نظام دوران الإلكترونات حول النواة

③ أن للإلكترون خواص موجبة ④ استحالة تحديد موقع وسرعة الإلكترون معًا بدقة

51- من تعديلات النظرية الميكانيكية الموجية على نموذج رذرفورد....................

① احتمالية تواجد الإلكترون في الفراغ المحيط بالنواة ② الذرة متعادلة كهربيًا

③ الذرة ليست مصمتة ولكن معظمها فراغ ④ نواة الذرة موجبة الشحنة

52- بعد تطبيق المعادلة الموجبة على الإلكترون الأخير في ذرة الصوديوم ($_{11}Na$)، فإنه يتميز ب ....

① يمكن تحديد مكانه بدقة في المدار **(M)**

② يتحرك مقتربًا ومبتعدًا عن النواة في المستوى **(M)**

③ تقل طاقته عن طاقة إلكترون المستوى **(L)**

④ ينتقل إلى المستوى **(L)** بعد فقده كم من الطاقة

53- يمكن استخدام النموذج الذري لبور في تفسير الطيف الخطي ل..................

① ($_1H$) ② ($_2He^+$) ③ ($_3Li^{+2}$) ④ **جميع ما سبق**

54- القوة الطاردة المركزية المؤثرة على أحد إلكترونات المستوى (N)...........القوة الطاردة المركزية المؤثرة على أحد إلكترونات المستوى (M)...........

① أكبر من ② أصغر من ③ تساوي ④ أكبر أو أصغر من

55- الشكل البياني الذي يعبر عن العلاقة بين احتمال تواجد الإلكترون والبعد عن النواة في ضوء النظرية الذرية الحديثة.....................

(A) احتمال تواجد الإلكترون — البعد عن النواة ①
(B) احتمال تواجد الإلكترون — البعد عن النواة ②
(C) احتمال تواجد الإلكترون — البعد عن النواة ③
(D) احتمال تواجد الإلكترون — البعد عن النواة ④

56- الشكل البياني الذي يعبر عن العلاقة بين احتمال تواجد الإلكترون والبعد عن النواة في ضوء نموذج ذرة بور.................

(A) احتمال تواجد الإلكترون — البعد عن النواة ①
(B) احتمال تواجد الإلكترون — البعد عن النواة ②
(C) احتمال تواجد الإلكترون — البعد عن النواة ③
(D) احتمال تواجد الإلكترون — البعد عن النواة ④

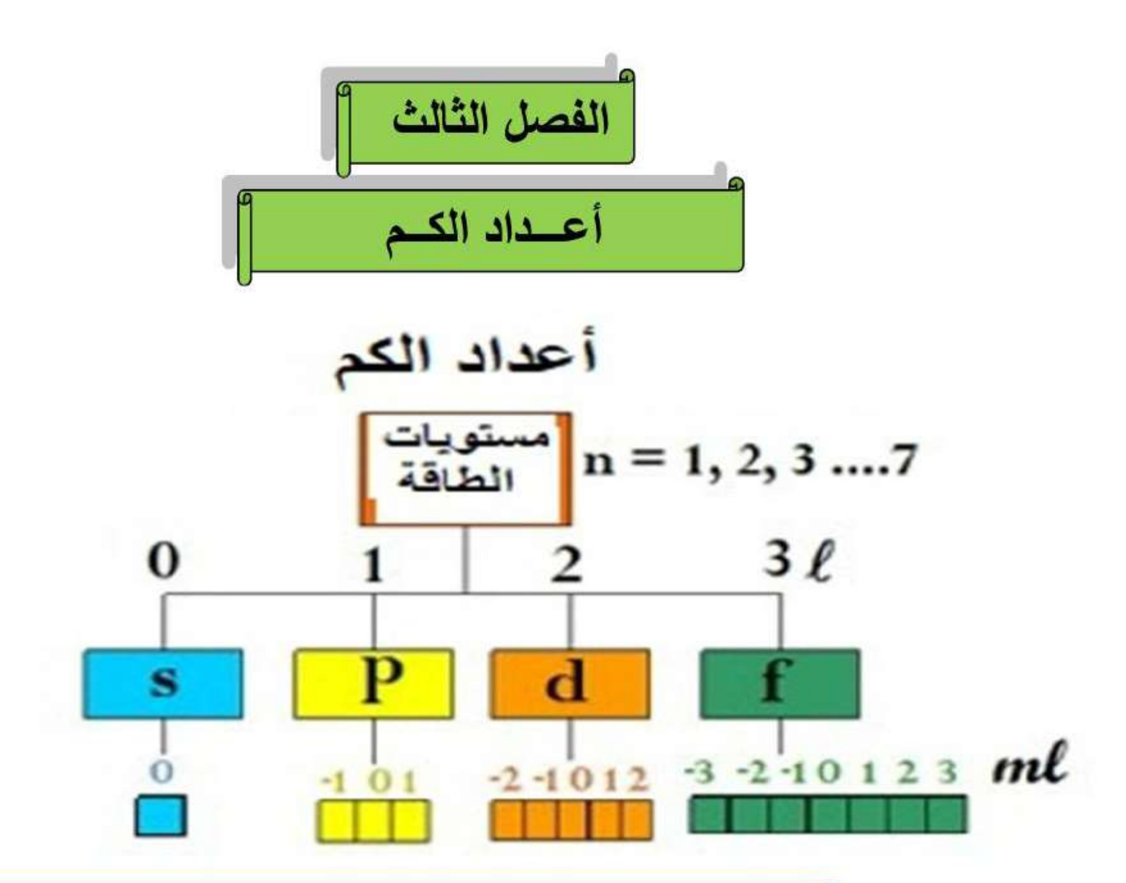
57- عند انتقال إلكترون ذرة الهيدروجين من المستوى السادس إلى المستوى الأول، فإنه يفقد...................

① **5** كوانتم في صورة إشعاع غير مرئي ② **5** كوانتم في صورة إشعاع مرئي

③ **1** كوانتم في صورة إشعاع غير مرئي ④ **1** كوانتم في صورة إشعاع مرئي

الفصل الثالث

أعــداد الكــم



أعداد الكم: أعداد تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال الإلكترونات فيها أكبر ما يمكن (الأوربيتالات) وطاقتها وأشكالها واتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة

- أعطى الحل الرياضي للمعادلة الموجية لشرودنجر 4 أعداد سميت بأعداد الكم.
- يلزم لتحديد طاقة الإلكترون في الذرات عديدة الإلكترونات معرفة قيم أعداد الكم الأربعة، وهي:

وتشمل أربعة أعداد هي

عدد الكم الرئيسي (n)	يصف بعد الإلكترون عن النواه
عدد الكم الثانوي (l)	يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية
عدد الكم المغناطيسي (m_l)	يصف شكل ورقم الأوربيتال الذى يوجد به الإلكترون
عدد الكم المغزلي (m_s)	يصف الدوران المغزلي للإلكترون

عدد الكم الرئيسي n

هو عدد يحدد رتبة مستويات الطاقة الرئيسية وعدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى طاقة رئيسي

أهميته

أ) تحديد رتبة مستويات الطاقة الرئيسية .

ب) تحديد عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوي طاقة رئيسي

عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى = ضعف مربع رقم المستوى

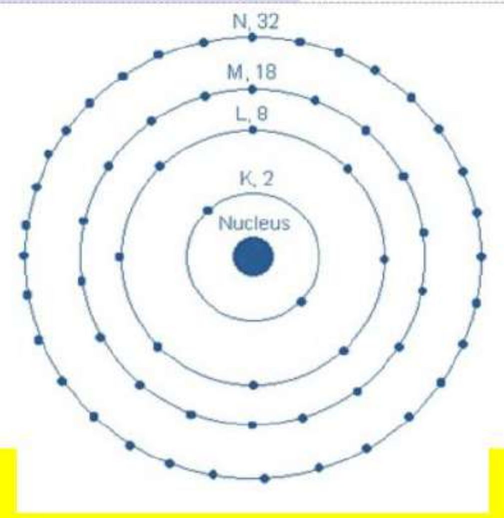
$$e^- = 2n^2$$

1.عدد صحيح ويأخذ القيم (1، 2، 3، 4، ......) ولا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة.

2.عدد مستويات الطاقة في أثقل الذرات المعروفة وهي في الحالة المستقرة سبع مستويات وهي: -

رمز المستوى	K	L	M	N	O	P	Q
رتبة المستوى (n)	1	2	3	4	5	6	7

المستوى الأساسي	الرقم (n)	عدد الإلكترونات التي يتشبع بها ($2n^2$)
K	1	$2 \times 1^2 = 2\ e^-$
L	2	$2 \times 2^2 = 8\ e^-$
M	3	$2 \times 3^2 = 18\ e^-$
N	4	$2 \times 4^2 = 32\ e^-$



علل: عدد الكم الرئيس دائماً عدد صحيح ؟؟.

لأنه يعبر عن رتبة كل مستوى وعدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوى

علل: لا تنطبق العلاقة $e^- = 2n^2$ على المستويات الأعلى من الرابع ؟؟.

لأن عدد الإلكترونات إذا زاد بمستوى طاقة عن 32 إلكترون تصبح الذرة غير مستقرة

عدد الكم الثانوى (ℓ): **هو عدد يحدد عدد المستويات الفرعية (تحت المستوى) في كل مستوى طاقة رئيسي**

- **عند استخدام مطياف ذو قدرة تحليلية أعلى من مطياف بور** نجد أن كل خط طيف رئيسي يتكون من عدة خطوط طيفية رفيعة ملونة تساوي رقمه وتمثل انتقال الإلكترونات بين مستويات متقاربة في الطاقة (المستويات الفرعية)
- **يستخدم في تحديد مستويات الطاقة الفرعية** الموجودة في كل مستوى طاقة رئيسي
- **يوجد بكل مستوى طاقة رئيسي** عدد من المستويات الفرعية تساوي رقمه
- **تسمي المستويات الحقيقية للطاقة في الذرة** بالمستويات الفرعية (تحت مستويات الطاقة)

- **المستويات الفرعية تأخذ الرموز (f, d, p, s)**
- **المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسي مختلفة في الشكل ومتقاربة في الطاقة حيث نجد أن ($f > d > p > s$)**
- **كل مستوى طاقة رئيسي يتكون من عدد من المستويات الفرعية يساوى رقمه.**
- **2s ,2p الفرق بينهما في الطاقة صغير لأنهم في نفس المستوى الرئيسي**
- **بينما 3s. 2p بينهما فرق كبير في الطاقة لانهما في مستويين رئيسيين مختلفين**

رموز المستويات الفرعية	قيم عدد الكم الثانوي (ℓ)	عدد الكم الرئيسي (n)	المستوى الرئيسي
1s	0	1	K
2s	0	2	L
2p	1		
3s	0	3	M
3p	1		
3d	2		
4s	0	4	N
4p	1		
4d	2		
4f	3		

❖ **عدد الكم الثانوي للمستويات الفرعية**

المستوى	s	p	d	f
عدد الكم الثانوي	0	1	2	3

❖ **يمثل عدد الكم الثانوي (ℓ) بقيم صحيحة تتراوح ما بين [(n-1):0]**

❖ عندما n = 1 فإن قيم $\ell = 0$ أي به **مستوى فرعى** واحد وهو **s**

❖ عندما n = 2 فإن قيم $\ell = 0 , 1$ أي به **مستويين فرعيين** هما **s , p**

❖ عندما n = 3 فإن قيم $\ell = 0 , 1, 2$ أي به **3 مستويات فرعيه** هي **s , p , d**

عندما n = 4 فإن قيم $\ell = 0 , 1, 2, 3$ أي به **4 مستويات فرعيه** هي **s , p , d , f**

عندما n = 5 فإن قيم $\ell = 0 , 1, 2, 3$ أي به **4 مستويات فرعيه** هي **s , p , d , f**

❖ عندما n = 6 فإن قيم $\ell = 0 , 1, 2, 3$ أي به **4 مستويات فرعيه** هي **s , p , d , f**

❖ عدد الكم الثانوي لأي مستوى رئيسي يحسب من العلاقة (n – 1) وتطبق على المستويات من الأول إلى الرابع

عدد الكم المغناطيسي me

هو عدد فردى يحدد عدد الأوربيتالات في كل مستوى فرعى وأشكالها واتجاهاتها الفراغية

أهميته

يحدد عدد الأوربيتالات في كل مستوي فرعي من خلال العلاقة (2l + 1).

يحدد الاتجاهات الفراغية للأوربيتالات.

ملاحظات

- عدد الأوربيتالات في أي مستوى رئيسي يتعين من العلاقة n^2
- عدد الأوربيتالات في كل مستوي فرعي دائماً يكون عدد فردي.
- عدد الكم المغناطيسي لأي إلكترون في المستويات الفرعية يحدد من العلاقة $-\ell : +\ell$

فمثلاً:

✓ عدد الكم المغناطيسي للإلكترون في المستوى الفرعي s يساوى صفراً.

✓ عدد الكم المغناطيسي للإلكترون في المستوى الفرعي p يساوى 1+ , 0 , 1- ونلاحظ أن له ثلاث قيم حيث أن كل قيمة تمثل أوربيتال من أوربيتالات المستوى الفرعي p

✓ عدد الكم المغناطيسي للإلكترون في المستوى الفرعي d يساوى 2+ ,1+ , 0 , 1- , 2- ونلاحظ أن له خمس قيم حيث أن كل قيمة تمثل أوربيتال من أوربيتالات المستوى الفرعي d

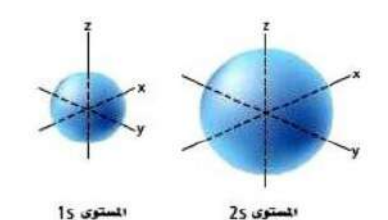
✓ عدد الكم المغناطيسي للإلكترون في المستوى الفرعي f يساوى

-3, -2 , -1, 0, +1, +2, +3

ونلاحظ أن له سبع قيم حيث أن كل قيمة تمثل أوربيتال من أوربيتالات المستوى الفرعي f

✓ لا يتسع أي أوربيتال في أي مستوى فرعى لأكثر من 2 إلكترون

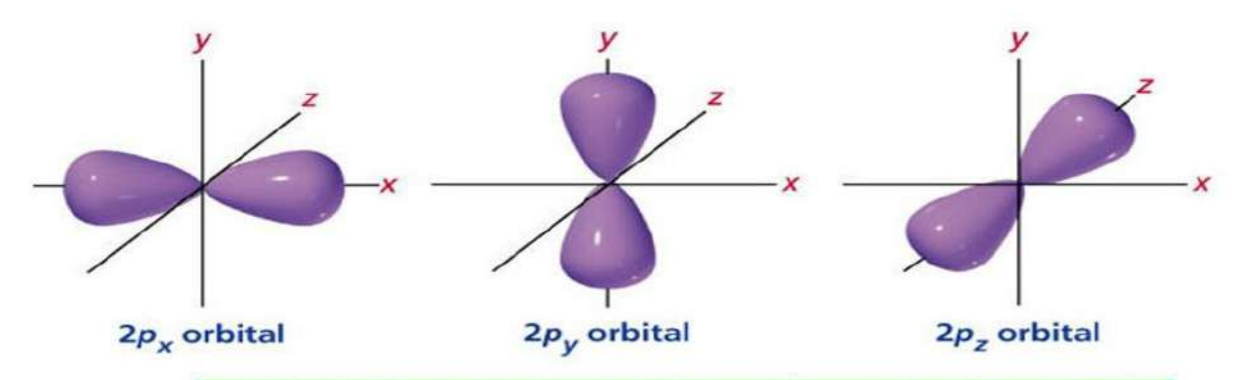
الشكل الفراغي لأوربيتال المستوى الفرعي s



✓ **أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل.**

✓ **[s] يتكون من أوربيتال واحد كروى متماثل حول النواة.**

✓ **[p] يتكون من ثلاثة أوربيتالات متعامدة $[p_x, p_y, p_z]$. كل أوربيتال منها على شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس في نقطة تنعدم فيها الكثافة الإلكترونية:**



تختلف اوربيتالات المستوى الفرعى الواحد فى اتجاهاتها واشكالها الفراغية

المستوى الفرعي	s	p	d	f
عدد الكم الثانوى (ℓ)	0	1	2	3
عدد الأوربيتالات	1	3	5	7
عدد الإلكترونات	2	6	10	14



تدريب ذاتي

(1) وضح في جدول قيم أعداد الكم الثانوي والمغناطيسي المحتملة لذرة (n = 4)

(2) ما قيم (m_l) المحتملة عندما يكون l = 2؟

ج 2+ ; 1+ ; 0; 1- ; 2-

(3) أيا من احتمالات أعداد الكم الأتية لاحد الإلكترونات تتضمن خطأ؟ مع التعليل؟

ج $n=3 ; l=2 ; m_l=-1$

$n=4 ; l=3 ; m_l=-2$

$n=1 ; l=1 ; m_l=+1$

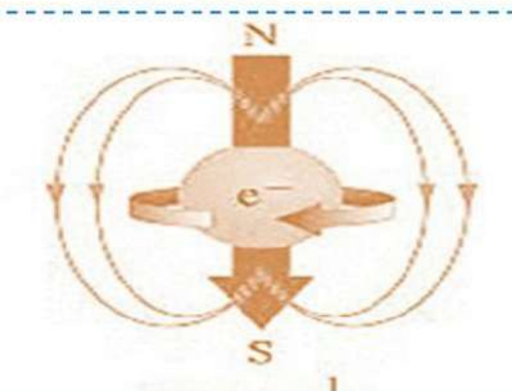
عدد الكم المغزلي

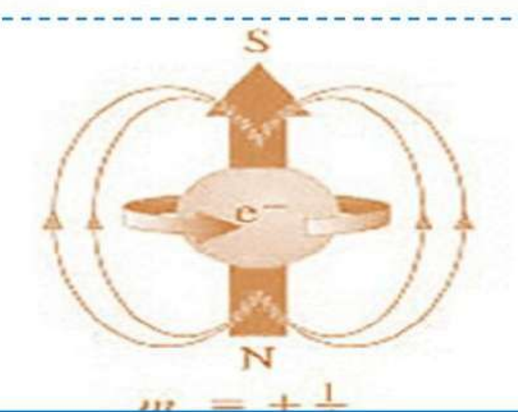
عدد يحدد نوعية حركة الإلكترون المغزلية في الأوربيتال:
في اتجاه عقارب الساعة (↑) ½+ أو عكسها (↓) ½-

❖ للإلكترون حركتان دورانية حول النواة مثل دوران الأرض حول الشمس تسبب استقرار الذرة ومغزليه حول محوره مثل دوران الأرض حول محورها ينشأ عنها المجال المغناطيسي للذرة

❖ **لا يتسع أي أوربيتال لأكثر من 2 إلكترون [↑↓].**

❖ **لكل إلكترون حركتان {حركة حول محوره [مغزليه] – حركة حول النواة [دورانية]}**





علل: لا يتنافر إلكتروني الأوربيتال الواحد؟؟

لأنه نتيجة دوران الإلكترون حول محوره في اتجاه معين يتكون له مجال مغناطيسي يعاكس اتجاه المجال الناشئ عن دوران الإلكترون الأخر مما يقلل قوى التنافر بينهما ويقال ان الإلكترونين في حالة ازدواج

❖ **ينشأ عن دوران الإلكترون حول محوره مجال مغناطيسي ولذلك يعمل الإلكترون كمغناطيس صغير**

ما هي العلاقة بين رقم المستوى الأساسي والمستويات الفرعية وعدد الأوربيتالات؟

❖ **كل مستوى طاقة رئيسي**

❖ **يتكون من عدد من المستويات الفرعية = رقمه.**

❖ **يتكون من عدد من الأوربيتالات = مربع رقم المستوى n^2**

❖ **يتكون من عدد من الإلكترونات = ضعف مربع رقم المستوى $2n^2$**



1- أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل ومختلفة في الاتجاه الفراغي
2- المستويات الفرعية متقاربة في الطاقة (الموجودة في نفس المستوى الرئيسي)
3- المستويات الرئيسية مختلفة في الطاقة
4- لا يتسع أي أوربيتال لأكثر من الكترونين يدور كل منهما حول محوره

هاااااام جداااا

العلاقة بين رقم المستوى الرئيسي والمستويات الفرعية الأوربيتالات:

- مستوى الطاقة الرئيسي ......يتكون من عدد من المستويات الفرعية = رقمه
- مستوى الطاقة الرئيسي ..... يحتوى على عدد من الأوربيتالات = مربع رقمه n^2
- مستوى الطاقة الرئيسي .... يمتلأ بعدد من الإلكترونات = ضعف مربع رقمه $2n^2$
- المستوى s يتشبع بإلكترونين لأنه به أوربيتال واحد والأوربيتال يتسع لإلكترونين
- المستوى p يتشبع بستة الكترونات لأن به ثلاثة أوربيتالات والأوربيتال يتسع لإلكترونين
- المستوى d يتشبع بعشرة الكترونات ....
- المستوى f يتشبع بأربعة عشر الكترونا ....

أسئلة الفصل الثالث

اختر الإجابة الصحيحة | **أعداد الكم**

1- عدد الكم الذي يصف شكل الأوربيتال هو..........

① الرئيسي ② الثانوي ③ المغناطيسي ④ المغزلي

2- عدد الكم الذي يصف شكل السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية هو.............

① الرئيسي ② الثانوي ③ المغناطيسي ④ المغزلي

3- المستوى الرئيسي الأكبر في الطاقة من المستوى (L) والأقل في الطاقة من المستوى (N) يحتوي على عدد من الأوربيتالات يساوي....................

① (3) ② (6) ③ (9) ④ (12)

4- عدد الكم الذي يُحدد اتجاه حركة الإلكترون حول محوره داخل الأوربيتال.............

① الرئيسي ② الثانوي ③ المغناطيسي ④ المغزلي

5- عدد المستويات الفرعية وعدد الإلكترونات التي يتشبع بها المستوى الرئيسي (L) على الترتيب هما:

① (8/2) ② (4/2) ③ (9/3) ④ (18/3)

6- عدد المستويات الفرعية وعدد الأوربيتالات في المستوى الرئيسي (N) على الترتيب هما:

① (12/4) ② (32/4) ③ (9/3) ④ (16/4)

7- مستويات الطاقة الرئيسية تكون:

① متساوية في الطاقة ② متقاربة في الطاقة

③ مختلفة في الطاقة ④ متساوية في عدد الإلكترونات اللازمة للتشبع

8- مستويات الطاقة الفرعية في أي مستوى طاقة رئيسي تكون:

① متساوية في الطاقة ومتشابهة في الشكل ② متماثلة في الاتجاهات الفراغية

③ مختلفة في الشكل ومتقاربة في الطاقة ④ متساوية في السعة الإلكترونية

9- أوربيتالات المستوى الفرعي (p) تتفق في كل مما يلي، ماعدا:

① الشكل ② الحجم ③ الاتجاه الفراغي ④ الطاقة

10- مستوى طاقة رئيسي مستوياته الفرعية تأخذ قيم حتى (2)، فإن المستوى الرئيسي يكون:

① (K) ② (L) ③ (M) ④ (N)

11- أكبر عدد من الإلكترونات يمكن أن يوجد في المستوى:

① الرئيسي **(L)** ② الفرعي **(3d)**

③ الرئيسي **(K)** ④ الفرعي **(2p)**

12- المستوى الفرعي الأقل في الطاقة هو:

① (3s) ② (2p) ③ (3d) ④ (4f)

13- المستوى الفرعي الذي له قيمة ($\ell=2$) هو:

① (2s) ② (3s) ③ (2p) ④ (3d)

14- أكبر قيمة لعدد الكم المغناطيسي لإلكترون في المستوى الفرعي (M) تساوى:

① (zero) ② (-3) ③ (+2) ④ (+3)

15- عندما يكون عدد الكم المغناطيسي يساوي (2-)، فإن قيم (ℓ) المحتملة هي:

① (2, zero) ② (2,1) ③ (3,2) ④ (3,1)

16- تتفق المستويات الفرعية (1s , 2s , 3s) في:

① الطاقة ② الحجم ③ الشكل ④ قيمة (n)

17- تتفق الأوربيتالات (P_x, P_y) الموجودة في المستوى الرئيسي الرابع في كل مما يلي ماعدا:

① الحجم ② الطاقة ③ السعة الإلكترونية ④ الاتجاه الفراغي

18- إذا علمت أن المستويات الفرعية في أحد مستويات الطاقة الرئيسية هي (s, p, d)، فإن هذا المستوى هو:

① (K) ② (L) ③ (M) ④ (N)

19- طاقة الأوربيتال ($3P_y$) أكبر من طاقة الأوربيتال:

① ($3P_x$) ② ($3P_z$) ③ (3s) ④ ($4P_y$)

20- أيا من الأزواج الآتية لها نفس الطاقة؟؟

① (4s,4p) ② ($2P_x$,$3P_x$) ③ (3s,3p) ④ ($2P_x$,$2P_y$)

21- المستويات الفرعية (4p, 4d, 4f) تكون:

① متشابهة في الشكل، متساوية في الطاقة ② متساوية في الطاقة، مختلفة في الشكل

③ متقاربة في الطاقة، متشابهة في الشكل ④ متقاربة في الطاقة، مختلفة في الشكل

22- المستوى الفرعي (p) لا يحتوي على إلكترونات لها عدد كم (m_ℓ) يساوي:

① (zero) ② (+2) ③ (-1) ④ (+1)

23- أقصى قيمة لعدد الكم (m_L) يمكن أن يأخذها أحد إلكترونات المستوى الرئيسي الثالث

① (+2) ② (+3) ③ (+1) ④ (+4)

24- يمكن حساب عدد الإلكترونات في أي مستوى فرعي من العلاقة..........

① (n) ② ($2n^2$) ③ ($1+2\ell$) ④ $2(1+2\ell)$

25- عدد الكم الذي لا يمكن أن يأخذ قيمة الصفر هو...........

① (n) فقط ② (ℓ, n) ③ (n, m_s) ④ (m_ℓ, m_s)

26- عدد الكم الذي لا يأخذ قيمة سالبة هو.........

① (n) فقط ② (ℓ) فقط ③ (ℓ, n) ④ (m_ℓ,m_s)

27- (y) عدد صحيح سالب يعبر عن قيمة عدد الكم المغناطيسي ضمن المستوى الرئيسي (L)، فما قيمة (y)...؟؟

① (-1) ② (-2) ③ (-3) ④ (-4)

28- إلكترونا المستوى الفرعي (3s) يختلفان في عدد الكم..........

① الرئيسي ② الثانوي ③ المغناطيسي ④ المغزلي

29- حينما يتواجد الإلكترون حول النواة في سحابة كروية الشكل، فإن قيمة (L) له تساوي .....

① (1) ② (2) ③ (zero) ④ (3)

30- الزاوية بين الأوربيتال ($3P_x$) والأوربيتال ($3P_y$) تساوي........

① (45°) ② (90°) ③ (120°) ④ (180°)

31- تختلف أوربيتالات المستوى الفرعي (3d) في..........

① البعد عن النواة ② عدد الكم الثانوي ③ عدد الكم الرئيسي ④ عدد الكم المغناطيسي

32- أي القيم التالية غير صحيحة لكل من عدد الكم الرئيسي والمغناطيسي لنفس الإلكترون...؟؟

① ($n = 3, m_\ell = -1$) ② ($n = 2, m_\ell = +3$)

③ ($n = 2, m_\ell = 0$) ④ ($n = 1, m_\ell = 0$)

33- كل مما يأتي صحيح بالنسبة للأوربيتال ($2p_x$) ماعدا:

① يشبه الأوربيتال ($4P_y$) في الشكل
② يوجد في المستوى الرئيسي (K)
③ طاقته تساوي طاقة الأوربيتال ($2P_z$)
④ يتساوى مع أحد أوربيتالات (4f) في عدد الإلكترونات اللازمة للتشبع

34- العبارة الغير صحيحة لوصف الأوربيتال الموضح بالشكل المقابل هي:

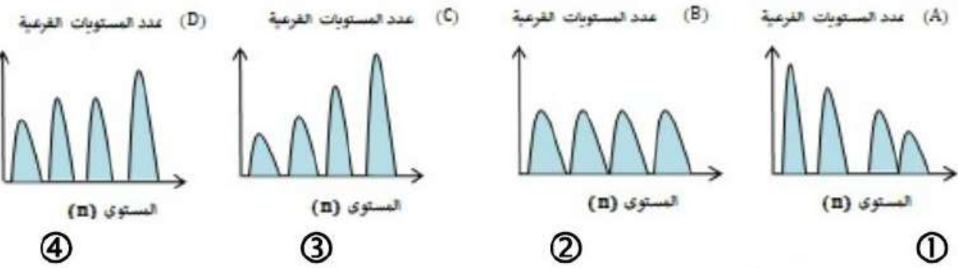


① يتسع لإلكترونين ② ينتمي للمستوى الفرعي (s)
③ كروي متماثل حول النواة ④ تزداد طاقته ويقل حجمه كلما ابتعدنا عن النواة

35- مستوى طاقة رئيسي يتشبع ب (18) إلكترونًا، فإن.........

① (n) له تساوي (3) ويحتوي على (9) أوربيتالات
② (n) له تساوي (3) ويحتوي على (4) مستويات طاقة فرعية
③ (n) له تساوي (4) ويحتوي على (3) مستويات طاقة فرعية
④ (n) له تساوي (4) ويحتوي على (4) مستويات طاقة فرعية

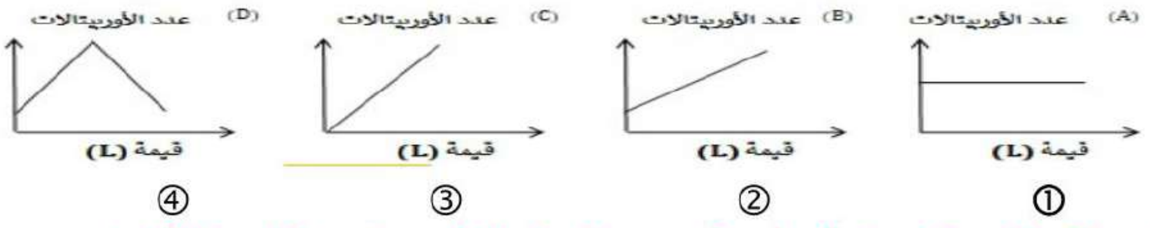
36- أي الأشكال التالية يعبر عن العلاقة بين عدد الكم الرئيسي وعدد المستويات الفرعية...؟؟



37- قيم أعداد الكم التالية ($n=3$, $\ell=0$, $m_\ell=0$, $m_s=\frac{-1}{2}$) تعبر عن إلكترون يوجد في المستوى......

① (3p) ② (3d) ③ (3d) ④ (3s)

38- أي الأشكال التالية تعبر عن العلاقة بين قيمة (ℓ) وعدد أوربيتالات المستوى الفرعي؟؟



39- عندما يكون ($\ell=2$) , ($n=3$)، فإن أحد قيم عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ) المحتملة تساوى:

① (+3) ② (-3) ③ (+2) ④ ($\frac{-1}{2}$)

5- أيا من أعداد الكم التالية لأحد الإلكترونات تتضمن خطأً...؟؟

① ($n = 3$, $\ell = 2$, $m_\ell = -1$, $m_s = \frac{+1}{2}$) ② ($n = 4$, $\ell = 3$, $m_\ell = -2$, $m_s = \frac{+1}{2}$)
③ ($n = 1$, $\ell = 1$, $m_\ell = +1$, $m_s = \frac{-1}{2}$) ④ ($n = 2$, $\ell = 0$, $m_\ell = 0$, $m_s = \frac{-1}{2}$)

40- أيا من أعداد الكم الآتية لا تتضمن خطأ؟؟

① $(n = 4 , \ell = 1 , m_\ell = -2)$ ② $(n = 1 , \ell = 1 , m_\ell = 0)$
③ $(n = 3 , \ell = 0 , m_\ell = 1)$ ④ $(n = 5 , \ell = 2 , m_\ell = -1)$

41- أيا من قيم أعداد الكم الآتية تعبر عن إلكترون في أحد أوربيتالات المستوى الفرعي (4f)؟

① $(n = 4 , \ell = 3 , m_\ell = +4 , m_s = \frac{+1}{2})$
② $(n = 3 , \ell = 3 , m_\ell = -1 , m_s = \frac{-1}{2})$
③ $(n = 4 , \ell = 2 , m_\ell = 0 , m_s = \frac{+1}{2})$
④ $(n = 4 , \ell = 3 , m_\ell = -2 , m_s = \frac{+1}{2})$

42- ما أعداد الكم لإلكترون يشغل الأوربيتال ($4p_y$)؟؟

① $(n = 4 , \ell = 1 , m_\ell = 0 , m_s = \frac{+1}{2})$
② $(n = 4 , \ell = 1 , m_\ell = +1 , m_s = \frac{-1}{2})$
③ $(n = 4 , \ell = 1 , m_\ell = -1 , m_s = \frac{-1}{2})$
④ $(n = 4 , \ell = 2 , m_\ell = -2 , m_s = \frac{+1}{2})$

43- في المستوى الفرعي الذي يحتوي على عدد من الإلكترونات تساوي (2L+1) يكون عدد الإلكترونات المزدوجة هو:

① (0) ② (3) ③ (5) ④ (7)

44- تتساوى طاقة الأوربيتالات في ذرة ما عندما:

① يكون لها نفس عدد الكم الثانوي ② يكون لها نفس عدد الكم الرئيسي والمغناطيسي
③ يكون لها نفس عدد الكم الرئيسي والثانوي ④ يكون لها نفس عدد الكم المغناطيسي والثانوي

45- إذا احتوى تحت مستوى الطاقة الذي له أعداد الكم (n = 4 , L = 3) على (9) إلكترونات، فإن عدد أوربيتالاته نصف الممتلئة يساوي.........

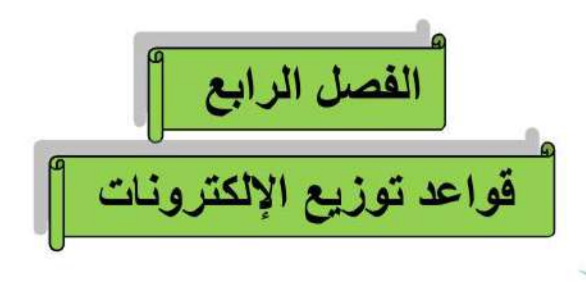
① (3) ② (4) ③ (5) ④ (6)

46- إذا علمت أن للإلكترون (W) أعداد الكم التالية ($n = 4 , \ell = 1 , m_\ell = +1 , m_s = \frac{+1}{2}$)، فإن أعداد الكم للإلكترون (Z) الذي له نفس الطاقة ويليه مباشرة تكون:

① $(n = 4 , \ell = 1 , m_\ell = -1 , ms = \frac{+1}{2})$ ② $(n = 5 , \ell = 0 , m_\ell = 0 , ms = \frac{+1}{2})$
③ $(n = 4 , \ell = 1 , m_\ell = +1 , ms = \frac{-1}{2})$ ④ $(n = 4 , \ell = 1 , m_\ell = -1 , ms = \frac{-1}{2})$

47- إذا احتوت ذرة عنصر على (3) مستويات طاقة رئيسية وكان مجموع أعداد الكم المغزلية لإلكتروناتها = $\left(1\frac{1}{2}\right)$، فإن العدد الذري للعنصر هو:

① (14) ② (15) ③ (16) ④ (17)



مبدأ باولى للاستبعاد

لا يتفق إلكترونين في ذرة واحدة في نفس أعداد الكم الأربعة.

مثال: إلكتروني المستوى الفرعي 3s، يتفقا في قيم أعداد الكم (n , ℓ , m_ℓ) ويختلفا في عدد الكم المغزلي (m_s).

عدد الكم	(n)	(ℓ)	(m_ℓ)	(m_s)
الإلكترون الأول	3	0	0	+ 1/2
الإلكترون الثاني	3	0	0	- 1/2

مبدأ البناء التصاعدي

n=1	1s			
n=2	2s	2p		
n=3	3s	3p	3d	
n=4	4s	4p	4d	4f
n=5	5s	5p	5d	5f
n=6	6s	6p	6d	
n=7	7s	7p		

- لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى.
- يكون الترتيب الحقيقي لطاقة الإلكترونات في الذرة حسب ترتيب المستويات الفرعية الموجودة في المستويات الأساسية وتترتب المستويات الفرعية تصاعدياً كما يلي حسب طاقتها:

(1s < 2s < 2p < 3s< 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p)

1- يمكن المقارنة بين طاقتي مستويين فرعيين من خلال القانون ($n + \ell$) لكل مستوى
2- إذا تساوى المستويين في المجموع يكون المستوى الفرعي الذى له عدد كم رئيسي اكبر هو الأكبر في الطاقة.

أمثلة على توزيع الإلكترونات في المستويات المختلفة:

العنصر	توزيع الإلكترونات في المستويات الفرعية مبدأ البناء التصاعدي	توزيع الإلكترونات في المستويات الرئيسية K	L	M	N	O
$_{1}H$	$1s^1$	1				
$_{3}Li$	$1s^2 - 2s^1$	2	1			
$_{7}N$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^3$	2	5			
$_{11}Na$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^1$	2	8	1		
$_{19}K$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1$	2	8	8	1	
$_{20}Ca$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2$	2	8	8	2	
$_{21}Sc$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^1$	2	8	9	2	
$_{26}Fe$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^6$	2	8	14	2	

ملاحظات

إذا انتهى التوزيع الإلكتروني للعنصر بالمستوى الفرعي d وكان يحتوي على (4) او (9) إلكترون، فلابد من انتقال إلكترون من المستوى الفرعي 4s إلى المستوى الفرعي 3d ليصبح المستوى الفرعي d مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقرار.

$_{29}Cu$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - \mathbf{4s^1 - 3d^{10}}$
$_{24}Cr$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - \mathbf{4s^1 - 3d^5}$

علل: التوزيع الإلكتروني للنحاس $_{29}Cu$ ينتهى بـ $3d^{10}$, $4s^1$ وليس $3d^9$, $4s^2$؟؟

	التوزيع المفترض	التوزيع الفعلي
Cu	$(_{18}Ar)\ 4s^2, 3d^9$	$(_{18}Ar)\ 4s^1, 3d^{10}$
Cr	$(_{18}Ar)\ 4s^2, 3d^4$	$(_{18}Ar)\ 4s^1, 3d^5$

بسبب تقارب المستويين 4s , 3d في الطاقة فينتقل إلكترون من الـ 4s إلي الـ 3d ليصبح نصف ممتلئ في الكروم وتام الامتلاء في النحاس فتكون الذرة أكثر استقراراً

علل: يملأ المستوى الفرعي 4s بالإلكترونات قبل المستوى 3d؟؟

لأن المستوى الفرعي 4s أقل في الطاقة من المستوى الفرعي 3d

فكرة ترتيب مستويات الطاقة الفرعية من حيث الطاقة

المستوي الفرعي الذي يكون له مجموع قيم عدد الكم الرئيسي والثانوي (L+n) له أقل يملأ بالإلكترونات أولاً :

مثال 4s يملأ أولاً قبل 3d

قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي للـ 4s = 4+0 = 4

قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي للـ 3d = 3+2 = 5

إذا تساوي المستويين الفرعيين في مجموع قيمة عدد الكم الرئيسي والثانوي فإن المستوي الذي له أصغر قيمة عدد كم رئيسي يملأ أولاً لأنه الأقل في الطاقة.

مثال 4s يملأ أولاً قبل 3p

قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي 4s = 4+0 = 4

قيمة مجموع عددي الكم الرئيسي والثانوي 3d = 3+2 = 5

قاعدة هوند

لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في مستوي فرعي معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادي أولاً

قواعد ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات تبعاً لقاعدة هوند:

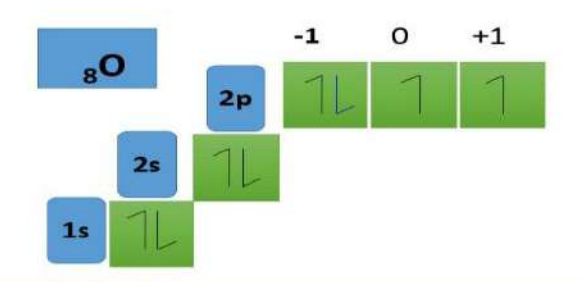
1 – أوربيتالات المستوي الفرعي الواحد متساوية الطاقة.

2 – يتتابع امتلاء أوربيتالات المستوى الفرعي الواحد بالإلكترونات فرادى أولاً وتكون الحركة المغزلية للإلكترونات في اتجاه واحد.

3 – يبدأ حدوث ازدواج في أوربيتالات المستوي الفرعي الواحد بعد شغل جميع أوربيتالاته فرادي أولاً ويكون غزل كل إلكترونين معاكس.

4 – يفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون آخر في أوربيتال واحد في نفس المستوي الفرعي على أن ينتقل إلى المستوي الفرعي التالي الأعلى في الطاقة.

مثال توزيع ذرة الأكسجين



أمثلة على التوزيع الإلكتروني بقاعدة هوند ومبدأ البناء التصاعدي						
مبدأ البناء التصاعدي			$2p^5$	$2s^2$	$1s^2$	$_9F$
قاعدة هوند	$2p_z^1$ ↑	$2p_y^2$ ↑↓	$2p_x^2$ ↑↓	$2s^2$	$1s^2$	
مبدأ البناء التصاعدي			$2p^4$	$2s^2$	$1s^2$	$_8O$
قاعدة هوند	$2p_z^1$ ↑	$2p_y^1$ ↑	$2p_x^2$ ↑↓	$2s^2$	$1s^2$	
مبدأ البناء التصاعدي			$2p^4$	$2s^2$	$1s^2$	$_7N$
قاعدة هوند	$2p_z^1$ ↑	$2p_y^1$ ↑	$2p_x^1$ ↑	$2s^2$	$1s^2$	

علل: يفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون أخر في نفس المستوى الفرعي عن الانتقال الى أوربيتال مستقل في المستوى الأعلى ؟؟.

لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة لأن الطاقة الناتجة عن التنافر اقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون إلى المستوى التالي الأعلى في الطاقة.

علل: تفضل الإلكترونات أن تشغل الأوربيتالات فرادى أولاً قبل أن تزدوج ؟؟.

لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة، لأن التنافر بين الإلكترونات في حالة الازدواج يقلل من استقرار الذرة

علل: غزل الإلكترونات المفردة في اتجاه واحد ؟؟.

علل: الحركة المغزلية للإلكترونات الفرادي في أوربيتالات المستوي الفرعي الواحد تكون في اتجاه واحد ؟؟.

لأن هذا الوضع يعطى أكثر استقرار للذرة.

لاحظ:

- **عدد الكم الرئيسي لأي إلكترون في المستويات الفرعية يساوى الرقم الذي يكتب أمامه**
- عدد الكم الثانوي ℓ لأي إلكترون في المستويات الفرعية يساوى:

s	p	d	F
0	1	2	3

- عدد الكم المغناطيسي لأى إلكترون في المستويات الفرعية يساوى ℓ ,+ ℓ -
- **عدد الكم المغزلي لأى إلكترون في المستويات الفرعية يساوى 1/2+ أو 1/2-**
- إذا تفق إلكترونين في عدد الكم الرئيسي والثانوي والمغناطيسي فإنهما لابد أن يختلفان في المغزلي

اختر الإجابة الصحيحة | أسئلة الفصل الرابع | التوزيع الإلكتروني

1- الإلكترون الأكبر طاقة يوجد في المستوى الفرعي:

① (3s) ② (4s) ③ (3d) ④ (3p)

2- تطبيقًا لمبدأ باولي للاستبعاد يُعتبر:

① الكرتوني الأوربيتال الواحد دورانهما المغزلي متعاكس

② يمكن أن يتسع الأوربيتال لأكثر من إلكترونين

③ لا يحدث ازدواج بين إلكترونين في المستوى الفرعي **(F)** إذا كان عدد إلكتروناته أقل من **(7)**

④ (أ) ، (ب) معًا

3- ينص مبدأ البناء التصاعدي على............

① لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية الأقل في الطاقة أولًا ثم الأعلى في الطاقة.

② لابد للإلكترونات أن تشغل المستويات الفرعية الأقل في الطاقة أولًا ثم الأعلى في الطاقة.

③ لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الأقل في الطاقة أولًا ثم الأعلى في الطاقة

④ (أ) ، (ب) معًا

4- ما عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي (3s) لعنصر الصوديوم ($_{11}Na$)...؟؟

① (1) ② (2) ③ (zero) ④ (3)

5- ما عدد الإلكترونات في المستوى الفرعي (3p) لعنصر الماغنسيوم ($_{12}Mg$)...؟؟

① (1) ② (2) ③ (zero) ④ (3)

6- عدد الأوربيتالات الممتلئة تمامًا بالإلكترونات في ذرة عنصر الحديد ($_{26}Fe$)...........

① (10) ② (11) ③ (12) ④ (13)

7- العدد الذري للعنصر الذي تحتوي ذرته على أوربيتال مكتمل في المستوى الفرعي (3p) هو........

① (16) ② (14) ③ (15) ④ (13)

8- العدد الذري للعنصر يمتلئ فيه أوربيتالات (3d) قبل اكتمال أوربيتالات (4s) يساوي..

① (28) ② (24) ③ (29) ④ (30)

9- التوزيع الإلكتروني الصحيح لأربعة إلكترونات تشغل المستوى الفرعي (p) حسب قاعدة هوند........

① (P_x^2 , P_y^2 , P_z^1) ② (P_x^1 , P_y^2 , P_z^2)

③ (P_x^2 , P_y^1 , P_z^1) ④ (P_x^2 , P_y^2 , P_z^1)

10- تحتوي ذرة الكربون ($_6C$) في الحالة المستقرة على.........أوربيتال تام الامتلاء.

① (1) ② (2) ③ (3) ④ (4)

11- ذرة عنصر تحتوي على (8) أوربيتالات تامة الامتلاء وأوربيتال واحد نصف ممتلئ، فإن عدده الذري يساوي...........

① (16) ② (17) ③ (18) ④ (19)

12- تحتوي ذرة العنصر الذي عدده الذري..........على خمس أوربيتالات نصف ممتلئة

① (24) ② (25) ③ (29) ④ (30)

13- عنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني بالمستوى الفرعي (3d) ويحتوي على أوربيتالين نصف ممتلئين في الحالة المستقرة يكون عدده الذري..........

① (24) ② (25) ③ (28) ④ (29)

14- عدد الكم المغناطيسي للإلكترون الأخير في المستوى الفرعي ($3P^2$) يساوي......

① (zero) ② (+1) ③ (+2) ④ (-1)

15- ذرة عنصر (A) مستوياتها الفرعية الثلاثة ممتلئة بالإلكترونات، فإن عدد أوربيتالاتها تساوي........

① (3) ② (5) ③ (6) ④ (9)

16- إذا احتوى أحد العناصر على (5) مستويات فرعية مشغولة بالإلكترونات، فإن عدد الأوربيتالات المشغولة بالإلكترونات تساوي..........

① (5) ② (6) ③ (9) ④ (10)

17- أي من التوزيع الإلكتروني الآتي غير صحيح........

① ($_{11}Na : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$)

② ($_{13}Al : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^1$)

③ ($_{16}S : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^4$)

④ ($_{29}Cu : 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^9$)

18- من خلال معرفة قيمة (L+n) يمكن معرفة.........

① أي المستويات الرئيسية يمتلئ أولًا بالإلكترونات

② أي المستويات الفرعية يمتلئ أولًا بالإلكترونات

③ أي الأوربيتالات يمتلئ أولًا بالإلكترونات

④ حجم السحابة الإلكترونية "البعد عن النواة"

19- عدد الأوربيتالات التي تحتوي على إلكترونات مزدوجة في الذرة التي لها التركيب الإلكتروني الآتي ($1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^1 , 3d^5$) ....

① (5) ② (6) ③ (9) ④ (15)

20- عدد الإلكترونات التي لها عدد كم مغناطيسي (m_L = zero) في ذرة الحديد ($_{26}Fe$) تساوي........

① (3) ② (7) ③ (13) ④ (4)

21- عدد الإلكترونات التي تحمل عدد الكم (n=4) في ذرة الكوبلت ($_{27}Co$) ....

① (3) ② (2) ③ (7) ④ (9)

22- عدد الكم الرئيسي لأبعد إلكترون عن النواة في ذرة الخارصين ($_{30}Zn$) يساوي........

① (2) ② (3) ③ (4) ④ (5)

23- عدد الكم الثانوي لأبعد إلكترون عن النواة في ذرة الكوبلت($_{27}Co$) ....

① (Zero) ② (1) ③ (2) ④ (3)

24- عدد الكم الثانوي للإلكترون الأخير في ذرة البوتاسيوم ($_{19}K$) تساوي........

① (Zero) ② (1) ③ (2) ④ (3)

25- العنصر الذي لا يحتوي على إلكترونات مفردة هو..........

① ($_{18}Ar$) ② ($_{21}Sc$) ③ ($_{17}Cl$) ④ ($_{11}Na$)

26- ذرة بها سبعة أوربيتالات تامة الامتلاء، فإن الإلكترون الجديد المضاف للذرة يقع ضمن المستوى الرئيسي.........

① **الثاني** ② **الثالث** ③ **الرابع** ④ **الخامس**

27- كم يكون عدد إلكترونات المستوى الرئيسي الأخير في ذرة الكلور ($_{17}Cl$) والتي لها عدد كم مغناطيسي = Zero...؟؟

① (1)	② (2)	③ (3)	④ (4)

28- في ذرة الكروم ($_{24}Cr$) عدد الأوربيتالات النصف ممتلئة يساوي..........

① (4)	② (5)	③ (6)	④ (7)

29- ذرة توزيعها الإلكتروني يشتمل على خمسة عشر أوربيتال موزعة ضمن سبعة فرعية، فإن عدد المستويات الرئيسية المشغولة بالإلكترونات يساوي..........

① ثلاثة	② أربعة	③ خمسة	④ ستة

30- أي أعداد الكم التالية لا تناسب أحد إلكترونات العنصر ($_2Z$)...؟؟

① (n=1)	② (L=1)	③ (m_L=zero)	④ ($m_s=\frac{-1}{2}$)

31- عدد الإلكترونات التي لها عدد كم ثانوي (L=2) في ذرة ($_{26}Fe$) تساوي..........

① (2)	② (4)	③ (5)	④ (6)

32- أول عنصر بالجدول الدوري يمكن تطبيق قاعدة هوند عليه أثناء التوزيع الإلكتروني هو:

① (B)	② (C)	③ (N)	④ (O)

33- أيا من الإلكترونات التي لها أعداد الكم التالية تكون طاقتها هي الأكبر؟؟

أعداد الكم	A	B	C	D
n	5	4	4	5
ℓ	Zero	1	2	2
m_ℓ	Zero	Zero	-1	+1
m_s	$\frac{+1}{2}$	$\frac{-1}{2}$	$\frac{+1}{2}$	$\frac{+1}{2}$

① (A)	② (B)	③ (C)	④ (D)

34- كم عدد الإلكترونات في ذرة البوتاسيوم ($_{19}K$) التي تقع في مستويات فرعية تنطبق عليها القاعدة (n+ℓ=4)؟؟

① إلكترون واحد	② إلكترونين	③ سبع إلكترونات	④ تسع إلكترونات

35- أكبر عدد من الإلكترونات يوجد في ذرة أعداد الكم للإلكترون الأخير بها (n=3 , L=1) يساوي.......

① (12)	② (15)	③ (18)	④ (21)

36- عدد مستويات الطاقة الفرعية التي لها مجموع (n+ℓ=4) في ذرة الحديد ($_{26}Fe$) تساوي؟؟

① مستوى واحد فقط	② مستويين	③ ثلاث مستويات	④ أربعة مستويات

37- "في الأوربيتالات المتساوية في الطاقة لا تزدوج الإلكترونات حتى ينال كل منها إلكترون مفرد بدوران مغزلي معاكس" أي مما يلى يحقق هذه العبارة؟

① قاعدة هوند	② مبدأ البناء التصاعدي	③ مبدأ باولي	④ مبدأ دي براولي

38- الإلكترون الذي قيمة عدد الكم المغزلي له سالبة يدخل في الأوربيتال ($3p_x$) بعد:

① شغل المستوى الفرعي **(3s)** بإلكترون واحد
② شغل الأوربيتال **($3p_y$)** بإلكترون واحد
③ شغل الأوربيتال **($3p_z$)** بإلكترون واحد
④امتلاء المستوى الفرعي **(3s)** بإلكترونين

39- أي أعداد الكم التالية تمثل إلكترونًا مثارًا بالنسبة للذرة التي لها التوزيع الإلكتروني التالي ($1s^1$, $2s^2$, $2p^4$)؟؟

أعداد الكم	A	B	C	D
n	2	3	2	3
ℓ	1	Zero	1	1
m_ℓ	Zero	Zero	-1	-2
m_s	$\frac{+1}{2}$	$\frac{+1}{2}$	$\frac{-1}{2}$	$\frac{+1}{2}$

① (A) ② (B) ③ (C) ④ (D)

40- ذرة لها التوزيع الإلكتروني الآتي ($1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^{10}$)، فإن الاختيار الصحيح هو:

	عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي الثالث	عدد الإلكترونات في المستوى الرئيسي الرابع
A	8	11
B	17	2
C	18	2
D	18	1

① (A) ② (B) ③ (C) ④ (D)

41- لديك إلكترونان أحدهما في الأوربيتال ($4p_y$) والآخر في الأوربيتال ($3p_y$)، فإنهما:

① يتفقان في **(n , m_s)** ② يتفقان في **(ℓ , m_ℓ)**
③ يختلفان في **(ℓ , n)** ④ يتفقان في الطاقة وشكل الأوربيتال والاتجاه الفراغي

42- عنصر ($_{26}X$)، فإن عدد الأوربيتالات النصف ممتلئة بالإلكترونات في الأيون II يساوي:

① (2) ② (3) ③ (4) ④ (5)

43- عنصر (X) التوزيع الإلكتروني له ينتهي ب ($4d^5$) تكون عدد المستويات الفرعية الممتلئة بالإلكترونات هي:

① (9) ② (10) ③ (4) ④ (5)

44- عند تطبيق مبدأ باولي على إلكتروني المستوى الأخير في ذرة الأكسجين ($_8O$)، فإنهما يختلفان في:

① عدد الكم الرئيسي والثانوي ② عدد الكم الثانوي والمغناطيسي
③عدد الكم المغناطيسي والرئيسي ④ عدد الكم المغزلي والمغناطيسي

45- في أي مستوى فرعي إذا تساوى عدد الإلكترونات مع عدد الأوربيتالات، فإن كل مما يأتي صحيح، ماعدا:

① عدد الإلكترونات المزدوجة = صفر
② جميع الإلكترونات لها نفس أعداد الكم **(n , ℓ , m_s)**
③ عدد الإلكترونات الكلية في المستوى يمكن حسابه من العلاقة **($2L + 1$)**
④الإلكترون الجديد المضاف له نفس عدد الكم المغزلي للإلكترونات الموجودة بالمستوى

46- الإلكترون الذي له أعداد الكم الآتية ($n = 4$, $\ell = 1$, $m_\ell = +1$, $m_s = \frac{-1}{2}$)

①يقع في المستوى الفرعي **(4s)** ويكون في حالة ازدواج
② يقع في المستوى الفرعي **(4p)** في أوربيتال نصف ممتلئ
③ يقع في المستوى الفرعي **(4d)** ويكون في حالة ازدواج
④ يقع في المستوى الفرعي **(4p)** ويكون في حالة ازدواج

47- الإلكترونان اللذان يقعان في مستوى رئيسي واحد ولهما نفس قيمتي (ℓ, m_s)

① يشتركان في مستوى فرعي واحد وأوربيتال واحد
② يقعان في نفس الأوربيتال ومتشابهان في الغزل المغناطيسي
③ يختلفان في المستوى الفرعي ولهما نفس الغزل المغناطيسي
④ يقعان في نفس المستوى الفرعي ويختلفان في عدد الكم المغناطيسي

إجابات الباب الأول

الفصل الأول

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	3	5	4	9	3	13	3	17	2		
2	1	6	3	10	2	14	2	18	3		
3	A	7	2	11	4	15	4	19	4		
4	3	8	2	12	C	16	2	20	4		

الباب الأول
الفصل الثاني

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	1	11	3	21	2	31	2	41	3	51	1
2	2	12	3	22	1	32	2	42	2	52	2
3	2	13	2	23	1	33	2	43	3	53	4
4	4	14	3	24	4	34	2	44	1	54	2
5	2	15	1	25	4	35	4	45	4	55	4
6	2	16	4	26	4	36	4	46	4	56	3
7	1	17	2	27	4	37	1	47	3	57	3
8	3	18	3	28	2	38	2	48	1		
9	4	19	2	29	3	39	4	49	2		
10	1	20	3	30	1	40	4	50	1		

الباب الأول
الفصل الثالث

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	3	11	2	21	4	31	4	41	4		
2	2	12	2	22	2	32	2	42	4		
3	3	13	4	23	1	33	2	43	1		
4	4	14	3	24	4	34	4	44	1		
5	1	15	3	25	3	35	1	45	3		
6	3	16	3	26	3	36	3	46	3		
7	3	17	4	27	1	37	4	47	4		
8	3	18	3	28	4	38	2	48	2		
9	3	19	3	29	3	39	3				
10	3	20	4	30	2	40	3				

الباب الأول
الفصل الرابع

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	3	12	2	23	1	34	3	45	4		
2	1	13	3	24	1	35	3	46	4		
3	1	14	1	25	1	36	2				
4	1	15	2	26	2	37	1				
5	3	16	3	27	4	38	3				
6	2	17	4	28	3	39	2				
7	1	18	2	29	2	40	4				
8	3	19	3	30	2	41	2				
9	3	20	3	31	4	42	3				
10	2	21	2	32	2	43	1				
11	2	22	3	33	4	44	4				

وزاره التربيـــة و التعليـــم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
ادارة تنميـــة مـــادة العلـــوم



الكيمياء



الصف الثانى الثانوى
2024 / 2023



الوحدة الثانية

الجدول الدورى

لجنة الإعداد
ا/سامح وليم صادق يوسف
ا/ إيمان بالله ابراهيم محمد
ا/ مينا عطية عبد الملك

المراجع
ا/ عبدالله عبدالواحد عباس

الإشراف الفنى
مستشار العلوم
د/ عزيزة رجب خليفة

رئيس الإدارة المركزية لتطوير المناهج
د/ أكرم حسن

الجدول الدوري الحديث



الدرس الأول: - الجدول الدوري الحديث

الدرس الثاني: - تدرج الخواص في الجدول الدوري

الدرس الثالث: - تابع تدرج الخواص في الجدول الدوري

الدرس الرابع: - أعداد التأكسد

الدرس الأول
الجدول الدوري الحديث

- الجدول الدوري الحديث:

رتبت فيه العناصر تصاعديًا حسب أعدادها الذرية ووفقًا لمبدأ البناء التصاعدى.

ترتب المستويات الفرعية تصاعديًا حسب الطاقة كما يلى:

1s

2s → 2p

3s → 3p

4s → 3d → 4p

5s → 4d → 5p

6s → 4f → 5d → 6p

7s → 5f → 6d → 7p

لاحظ أن:

- الرقم الموجود على يسار المستوى الفرعى يمثل عدد الكم الرئيسى (n) أى رقم مستوى الطاقة الرئيسى الذى ينتمى إليه هذا المستوى الفرعى.

- العناصر التي ينتهى توزيعها الإلكترونى بنفس المستوى الفرعى وبه نفس عدد الإلكترونات توضع تحت بعضها في أعمدة أو مجموعات رأسية. لماذا؟

وبذلك يمكن تقسيم العناصر إلى أربعة مناطق (فئات) فى الجدول الدورى حسب اسم المستوى الفرعى الذي ينتهى به التوزيع الإلكترونى لذرة العنصر.

الفئة (s)	الفئة (f)	الفئة (d)	الفئة (p)
1S			
2S			2P
3S			3P
4S		3d	4P
5S		4d	5P
6S	4f	5d	6P
7S	5f	6d	7P

توضع أسفل الجدول في جدول خاص حتى لا يتغير شكل الجدول أو يخالف الأساس الذي بنى عليه

الجدول الدوري الحديث

العناصر الانتقالية الرئيسية

	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 Zero
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

العناصر الانتقالية الداخلية

اللانثانيدات	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
الأكتينيدات	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

وبالتالى يمكن وصف الجدول كما يلي:

تترتب العناصر تصاعديًا حسب العدد الذرى (عدد البروتونات) كل عنصر يزيد عن الذي يسبقه في نفس الدورة ببروتون واحد وإلكترون واحد ويتتابع ملء المستويات الفرعية التي في نفس الدورة حتى تنتهى بالغاز الخامل لنبدأ بعدها دورة جديدة أي ملء مستوى طاقة جديد.

الدورات الأفقية:

هي مجموعة من العناصر متدرجة الخواص مرتبة تصاعديا حسب الزيادة في أعدادها الذرية من اليسار إلى اليمين

مميزاتها

- **عناصر الدورة الواحدة لها نفس عدد مستويات الطاقة الرئيسية.**
- **يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار واحد بروتون في النواة (واحد إلكترون في مستوى الطاقة).**
- **تبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة رئيسي جديد بالإلكترونات، وتبدأ بعنصر من الفئة (s).**
- **تنتهي كل دورة بغاز خامل حيث تكون فيه جميع مستويات الطاقة مكتملة بالإلكترونات.**
- **تختلف عناصر الدورة الواحدة في الخواص الكيميائية، لاختلاف التركيب الإلكتروني لمستوى الطاقة الأخير.**
- **تتفق عناصر الدورة الواحدة في قيم (n) فقط.**

المجموعات الرأسية:

هي مجموعة من العناصر متشابهة في الخواص الكيميائية ومرتبة تصاعديا من أعلى إلى أسفل حسب الزيادة في أعداها الذرية.

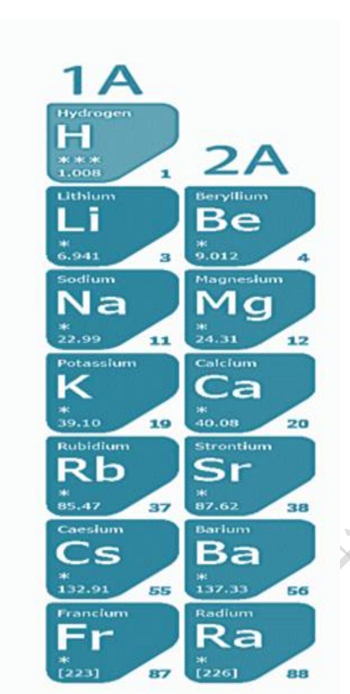
مميزاتها

- **ينتهى التوزيع الإلكترونى لعناصر المجموعة بنفس المستوى الفرعى وبه نفس عدد الإلكترونات.**
- **لها نفس عدد الإلكترونات في مستويات الطاقة الخارجية.**
- **يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار مستوى طاقة مكتمل.**
- **يختلف إلكترونها الأخير في عدد الكم الرئيسي ويتفق في قيم (m_s, m_l, l).**
- **تتفق عناصر المجموعة الواحدة في الخواص الكيميائية، لأنها تتفق في التركيب الإلكتروني في مستوى الطاقة الأخير.**
- **رقم المجموعة يدل على عدد الإلكترونات في المستوى الخارجى للذرة وخاصة في العناصر الممثلة.**

عنصر توزيعه الإلكتروني هو $[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^5$ فإن التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يليه فى نفس الدورة هو ...... بينما التوزيع الإلكتروني للعنصر الذي يليه في نفس المجموعة هو ....

- ❖ التركيب الإلكتروني للعنصر الذى يليه في نفس الدورة نحصل عليه من زيادة عدد الإلكترونات في آخر مستوى فرعى بمقدار واحد إلكترون فيكون $[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^6$
- ❖ التركيب الإلكتروني للعنصر الذى يليه في نفس المجموعة نحصل عليه بكتابة العنصر الخامل الذى يلى العنصر الخامل الموجود في التوزيع ثم كتابه باقي التوزيع كما هو مع زيادة الأرقام الموجودة على يسار كل مستوى فرعى بمقدار واحد فيكون $[_{36}Kr]\ 5s^2, 4d^5$

فئات عناصر الجدول الدوري



يحتوى الجدول الدورى الحديث على حوالى 118 عنصر يتم تقسيمهم إلى أربع فئات حسب اسم المستوى الفرعى الذى يشغله الإلكترون الأخير وهي:

عناصر الفئة s:

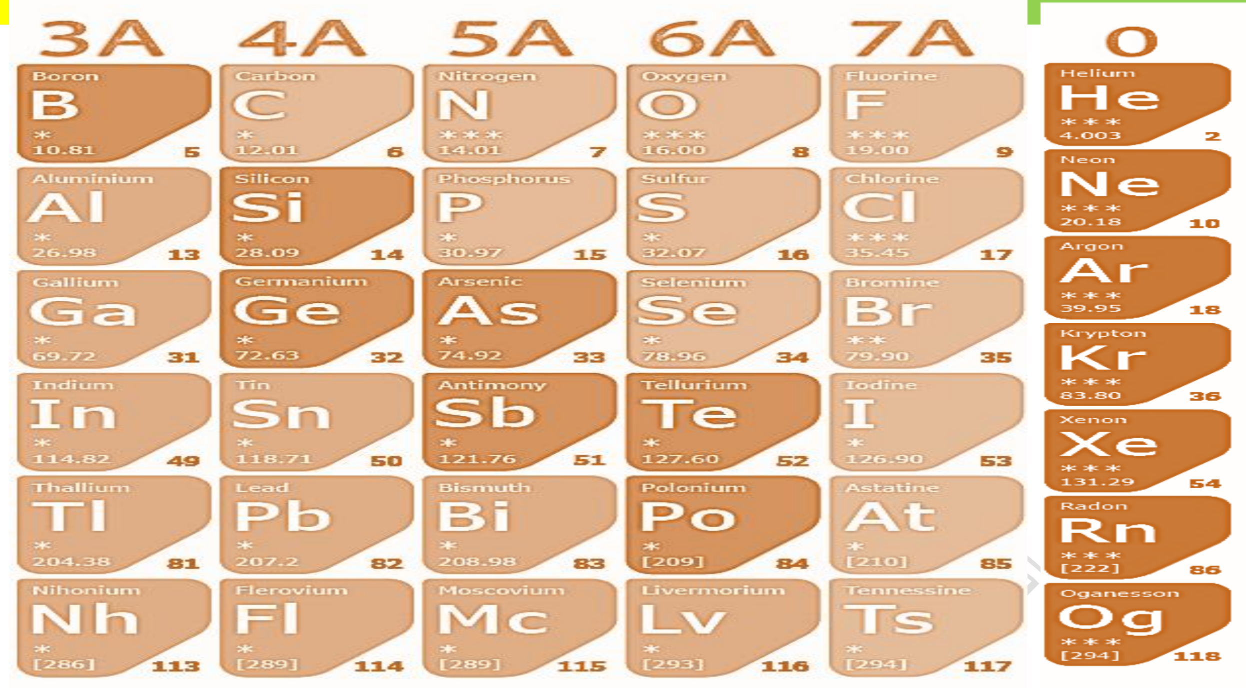
- هي مجموعة من العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي s وتقع في يسار الجدول الدوري وتضم المجموعتين (1A)، (2A)
- المجموعة 1A تعرف بفلزات الأقلاء وتركيبها الإلكتروني(ns^1).
- المجموعة 2A تعرف بفلزات الأقلاء الأرضية وتركيبها الإلكتروني(ns^2).

حيث n يمثل رقم مستوي الطاقة الأخير ورقم الدورة في نفس الوقت.

- جميع عناصرها ممثلة ماعدا الهيليوم غاز نبيل (خامل)

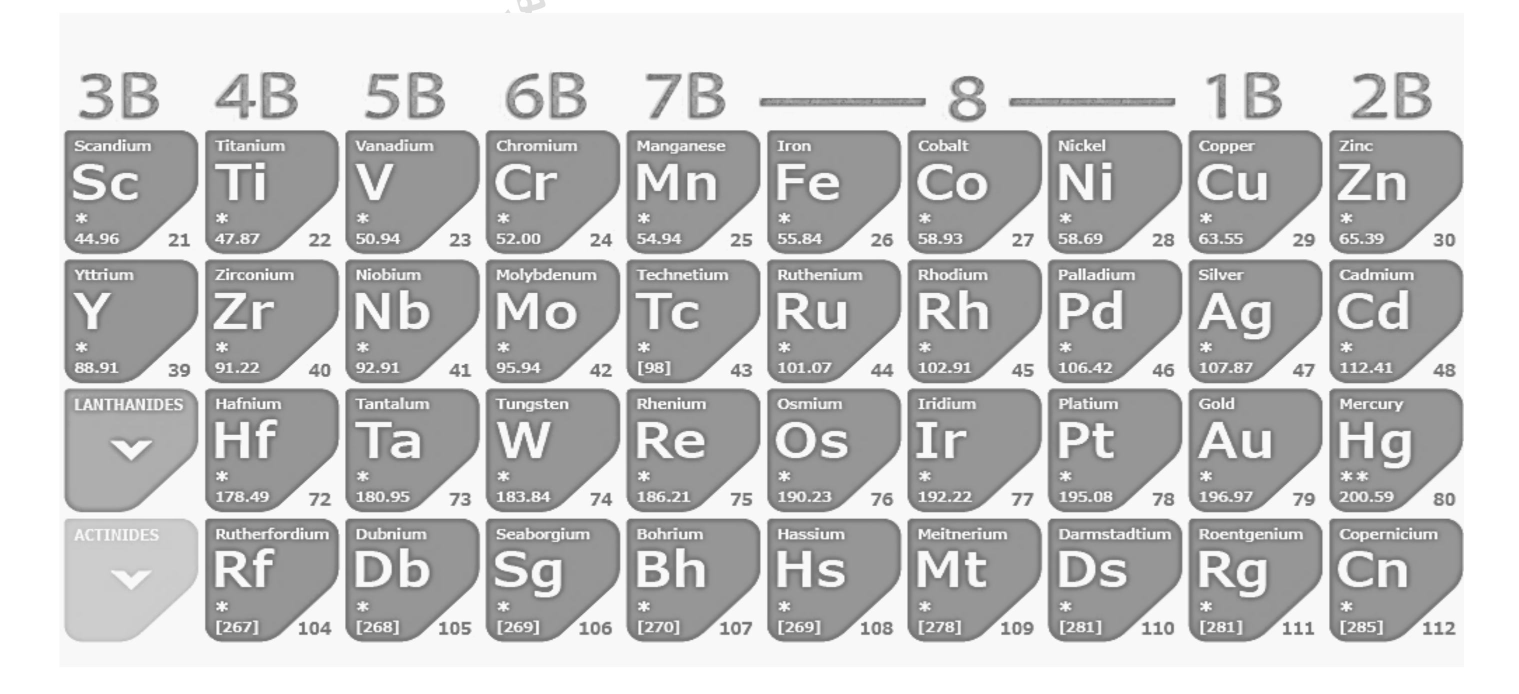
عناصر الفئة p:

- هي مجموعة من العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي p وتقع في يمين الجدول الدوري وتضم ست مجموعات هى: (3A)، (4A)، (5A)، (6A)، (7A)، (الصفرية)
- توزيعها الإلكتروني في مستوى الطاقة الأخير من np^1 حتى np^6. حيث n يمثل رقم مستوي الطاقة الأخير ورقم الدورة في نفس الوقت.
- جميع عناصرها ممثلة ماعدا المجموعة الصفرية تضم الغازات النبيلة (الخاملة)



عناصر الفئة d:

- تحتوي على العناصر التي يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي d.
- تشغل المنطقة الوسطي في الجدول وتتكون من عشرة أعمدة رأسية، تتميز أرقامها بالحرف B عدا المجموعة الثامنة (VIII) التي تضم 3 أعمدة رأسية.
- توزيعها الإلكتروني الأخير $(n-1)d^{1:10}$، حيث n يمثل رقم مستوي الطاقة الأخير. وتشمل العناصر الانتقالية الرئيسية.



- تتكون عناصر الفئة d من ثلاث سلاسل انتقالية مكتملة هي:

السلسلة الانتقالية الأولى	السلسلة الانتقالية الثانية	السلسلة الانتقالية الثالثة
مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 3d	مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 4d	مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي 5d
تقع في الدورة الرابعة	تقع في الدورة الخامسة	تقع في الدورة السادسة
تشمل العناصر من السكانديوم (Sc) حتى الخارصين (Zn)	تشمل العناصر من اليوتريوم (Y) حتى الكادميوم (Cd)	تشمل العناصر من اللانثانيوم (La) حتى الزئبق (Hg)

أما السلسلة الانتقالية الرابعة لم يكتمل اكتشاف جميع عناصرها بعد.

عناصر الفئة f:

- توضع أسفل الجدول للحفاظ على شكل الجدول
- يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي f الذي يتسع لعدد 14 إلكترون.

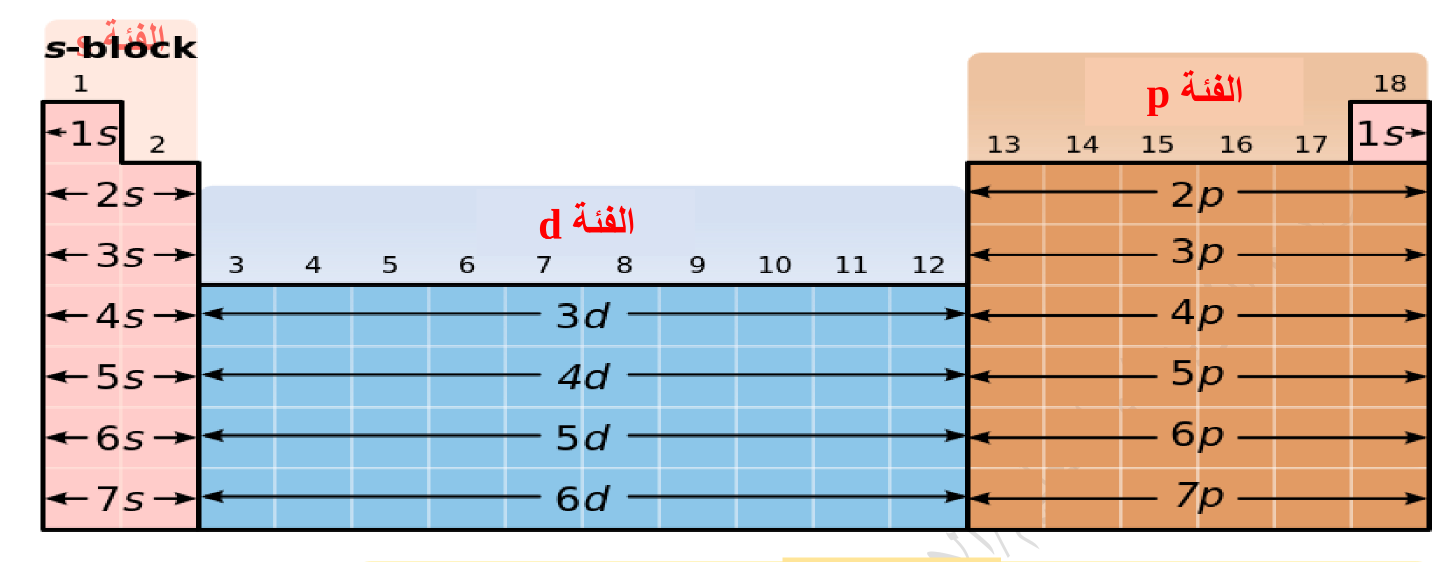
تتكون من سلسلتين أفقيتين هما:

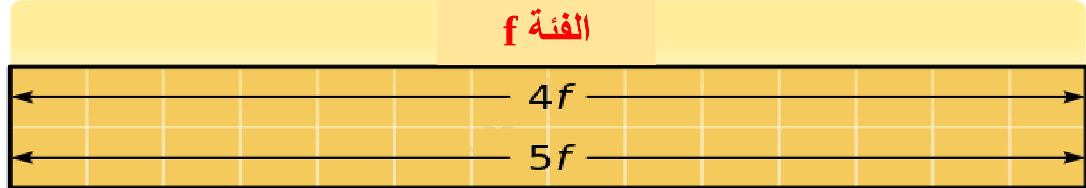
* اللانثانيدات: توزيعها الإلكترونى من $4f^1$ حتى $4f^{14}$.
* الأكتينيدات: توزيعها الإلكترونى من $5f^1$ حتى $5f^{14}$.

اللانثانيدات	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
الأكتينيدات	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

اللانثانيدات	الأكتينيدات
مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (4f) بالإلكترونات.	مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (5f) بالإلكترونات.
مستوى التكافؤ الخارجي لجميع عناصرها ينتهى بـ $(6s^2)$ لذلك فهي شديدة التشابه و يصعب فصلها عن بعضها ولذلك تسمى بالعناصر الأرضية النادرة وتعتبر تسمية خاطئة لأنه أمكن حديثاً فصل أكاسيدها عن طريق التبادل الأيوني	مستوى التكافؤ الخارجي لجميع عناصرها ينتهى بـ $(7s^2)$ وأنوية ذراتها غير مستقرة لذلك فإن معظمها عناصر مشعة.
تقع في الدورة السادسة	تقع في الدورة السابعة

الشكل التالى يوضح فئات العناصر في الجدول الدورى وموقعها





أنواع العناصر وموقعها في الجدول الدورى

18
2 He
10 Ne
18 Ar
36 Kr
54 Xe
86 Rn
118 Og

1- العناصر الخاملة:

- عناصر المجموعة الصفرية.
- تمثل المجموعة الأخيرة من عناصر الفئة (p).
- تركيبها الإلكتروني الأخير np^6 باستثناء الهيليوم $_2He$ تركيبه الإلكتروني $1s^2$.
- تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات.
- عناصر مستقرة، تكون مركبات بصعوبة بالغة.
- لا تدخل في تفاعلات كيميائية في الظروف العادية وجزيئاتها أحادية الذرة.

2- العناصر الممثلة:

- عناصر الفئة s والفئة p ماعدا الغازات الخاملة.
- تشغل المجموعات من 1A: 7A.
- تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة ماعدا المستوى الرئيسي الأخير.
- تميل إلى الوصول إلى التركيب الإلكترونى المماثل لأقرب غاز خامل. لذا تدخل في تفاعلات كيميائية عن طريق فقد أو اكتساب إلكترونات أو بالمشاركة.

العناصر الانتقالية الرئيسية:

- هي عناصر الفئة d وتتوسط الجدول الدورى وجميع مستويات الطاقة لها ممتلئة بالإلكترونات ما عدا المستويين الخارجيين.
- تنقسم إلى ثلاث سلاسل أفقية وتقع في 3 دورات متتالية بداية من الدورة الرابعة

العناصر الانتقالية الداخلية:

- هي عناصر الفئة f وتقع أسفل الجدول الدورى وجميع مستويات الطاقة لها ممتلئة بالإلكترونات ما عدا المستويات الثلاث الخارجية.
- تنقسم إلى سلسلتين (اللانثانيدات – الأكتينيدات) وتقع في دورتين متتاليتين هما السادسة والسابعة.

التوزيع الإلكترونى لأقرب غاز خامل:

- عبارة عن توزيع إلكترونى مختصر، حيث يتم اختصار المستويات المكتملة برمز الغاز الخامل المقابل.

- يتم اختيار الغاز الخامل الذى عدده الذرى يسبق العدد الذرى للعنصر المراد توزيعه ثم استكمال باقى الإلكترونات في المستويات الفرعية التي تلى الغاز الخامل كما بالمخطط التالى:

[$_{2}$He] 2s, 2p

[$_{10}$Ne] 3s, 3p

[$_{18}$Ar] 4s, 3d, 4p

[$_{36}$Kr] 5s, 4d, 5p

[$_{54}$Xe] 6s, 4f, 5d, 6p

[$_{86}$Rn] 7s, 5f, 6d, 7p

مثال:

التوزيع الإلكترونى لذرة الحديد $_{26}$Fe كما يلى: [$_{18}$Ar] $4s^2, 3d^6$

الحالات الشاذة فى التوزيع الإلكتروني لبعض عناصر الجدول الدوري

تظهر مثل هذه الحالات في بعض عناصر الفئتين d، f. بسبب تقاربهم مع المستوى الفرعى s في الطاقة.

- فمثلًا في عنصر الكروم $_{24}$Cr من الفئة d يتم نقل إلكترون من المستوى الفرعى 4s إلى المستوى الفرعى 3d ليصبح نصف ممتلئ وتكون الذرة في حالة أكثر استقرارًا، ويصبح التوزيع الإلكترونى له كما يلى: [$_{18}$Ar] $4s^1, 3d^5$ بدلًا من [$_{18}$Ar] $4s^2, 3d^4$

- وفي عنصر النحاس $_{29}Cu$ من الفئة d يتم نقل إلكترون من المستوى الفرعى 4s إلى المستوى الفرعى 3d ليصبح تام الامتلاء وتكون الذرة في حالة أكثر استقرارًا، ويصبح التوزيع الإلكترونى له كما يلى: $[_{18}Ar]\ 4s^1, 3d^{10}$ بدلًا من $[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^9$

تحديد موقع العنصر في الجدول الدوري من خلال التوزيع الإلكترونى:

رقم الدورة: هو أعلى عدد كم رئيسى في التوزيع الإلكترونى (موجود على يسار آخر s في التوزيع)

رقم المجموعة: يتحدد حسب نوع العنصر:

- العناصر النبيلة: تقع في المجموعة الصفرية.

- العناصر الممثلة:

رقم المجموعة = عدد إلكترونات المستوى الرئيسى الخارجي (مجموع إلكترونات آخر s، p في التوزيع) ويتم تمييز رقم المجموعة بالحرف A (الذى يميز مجموعات العناصر الممثلة).

- العناصر الانتقالية الرئيسية:

رقم المجموعة = مجموع إلكترونات آخر s، d في التوزيع ويضاف الحرف B (الذى يميز مجموعات العناصر الانتقالية) ماعدا:

- إذا كان عدد إلكترونات المستوى هو: d^6, d^7, d^8 تقع هذه العناصر في المجموعة الثامنة (VIII) بدون الحرف B
- إذا كان مجموع إلكترونات s, d = 11 يقع العنصر في المجموعة IB
- إذا كان مجموع إلكترونات s, d = 12 يقع العنصر في المجموعة IIB

رقم الأعمدة:

وهى الترقيم البديل لرقم المجموعة ويمكن تحديده بسهولة عن طريق جمع عدد الإلكترونات الموجودة في المستويات الفرعية التالية لأقرب غاز خامل ولا يأخذ رقم العمود أي حروف A أو B.

ماعدا الغازات الخاملة تقع جميعها في العمود رقم 18

مثال:

إذا كان التوزيع الإلكترونى للذرة هو $[_{18}Ar]\ 4s^1$ يكون العنصر في العمود الأول

إذا كان التوزيع الإلكترونى للذرة هو $[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^6$ يكون العنصر في العمود رقم 8

إذا كان التوزيع الإلكترونى للذرة هو $[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$ يكون العنصر في العمود رقم 15

الجدول التالى يبين طريقة تحديد كل من:

فئة العنصر – نوع العنصر – رقم الدورة التي يوجد فيها – رقم المجموعة التي ينتمى إليها:

العنصر	التوزيع الإلكترونى	الفئة	النوع	الدورة	المجموعة	العمود
$_{4}B$	$[_{2}He]\ 2s^2$	s	ممثل	2	IIA	2
$_{13}Al$	$[_{10}Ne]\ 3s^2, 3p^1$	p	ممثل	3	IIIA	3
$_{18}Ar$	$[_{10}Ne]\ 3s^2, 3p^6$	p	خامل	3	الصفرية	18
$_{25}Mn$	$[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^5$	d	انتقالي رئيسي سلسلة أولى	4	VIIB	7
$_{29}Cu$	$[_{18}Ar]\ 4s^1, 3d^{10}$	d	انتقالي رئيسي سلسلة أولى	4	IB	11
$_{57}La$	$[_{54}Xe]\ 6s^2, 5d^1$	d	انتقالي رئيسي سلسلة ثالثة	6	IIIB	3
$_{64}Gd$	$[_{54}Xe]\ 6s^2, 5d^1, 4f^7$	f	انتقالي داخلي	6	لانثانيدات	

أسئلة الدرس الأول

اختر الإجابة الصحيحة

1- المستويات الحقيقية للطاقة في الذرة هي:

① مستويات الطاقة الرئيسية ② مستويات الطاقة الفرعية

③ المستويات s، d فقط ④ المستويات s، p فقط

2- أيا من العبارات الآتية تعبر تعبيرًا صحيحًا عن الدورة الثالثة في الجدول الدوري؟

① يتتابع فيها امتلاء المستويات الفرعية (3s, 3p, 3d)

② يتتابع فيها امتلاء المستويات الفرعية (3s, 3p)

③ يتتابع فيها امتلاء المستويات الفرعية (2s, 2p)

④ جميعها عناصر ممثلة

3- عناصر الدورة الواحدة بالجدول الدوري يكون لها نفس:

① عدد إلكترونات التكافؤ ② الخواص الكيميائية

③ عدد مستويات الطاقة الرئيسية ④ العدد الذري

4- تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في الخواص الكيميائية لأنها:

① تحتوي نفس العدد من البروتونات ② تحتوي نفس العدد من مستويات الطاقة

③ تحتوي نفس العدد من إلكترونات التكافؤ ④ متساوية في الكتلة الذرية

5- أيا من الدورات التالية من الجدول الدوري تحتوي على جميع أنواع العناصر؟

① الثانية ② الرابعة

③ الخامسة ④ السادسة

6- أيا مما يلي يعد صحيحًا فيما يتعلق بالدورة الرابعة بالجدول الدوري؟

① تشتمل على أربعة أنواع من العناصر ② تشتمل على عناصر انتقالية داخلية

③ تشتمل على ثلاث أنواع من العناصر ④ تبدأ بعنصر ينتهي توزيعه الإلكتروني np^6

7- تتشابه عناصر المجموعة الواحدة في كل مما يأتي، ماعدا:

① الإلكترون الأخير لكل عناصرها له نفس عدد الكم المغناطيسي

② الإلكترون الأخير في كل منها له نفس أعداد الكم (n, l)

③ الإلكترون الأخير لكل عناصرها له نفس الغزل المغناطيسي

④ لها نفس عدد إلكترونات التكافؤ في المستوى الرئيسي الأخير

8- جميع دورات الجدول الدوري:

① تبدأ بعنصر ممثل وتنتهي بعنصر انتقالي رئيسي

② تبدأ بعنصر خامل وتنتهي بعنصر ممثل

③ تبدأ بعنصر ممثل وتنتهي بعنصر خامل

④ تبدأ بعنصر ممثل وتنتهي بعنصر أخر ممثل

9- عناصر الدورة الرابعة من الجدول الدوري:

① لها نفس عدد الكم الثانوي

② تتضمن عناصر انتقالية داخلية

③ لها نفس عدد مستويات الطاقة الرئيسية

④ لها نفس عدد الإلكترونات في المستوى الأبعد عن النواة

10- ثلاث عناصر (A,B,C) تقع في دورة واحدة وفي ثلاث مجموعات متتالية بالجدول الدوري، فإذا كان العنصر (A) يقع في بداية الدورة الثالثة فإن العنصر (C) ينتهي تركيبه الإلكتروني:

① $(4s^1)$ ② $(3p^3)$ ③ $(3s^1)$ ④ $(3p^1)$

11- عدد العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني بالمستوى الفرعي (d) في الدورات الرابعة والسادسة يساوى:

① عشرة عناصر ② عشرون عنصر ③ ثلاثون عنصر ④ أربعون عناصر

12- عنصر ممثل تتوزع إلكتروناته في أربعة مستويات طاقة رئيسية والمستوى الفرعي الأخير مكتمل بالإلكترونات، فإن هذا العنصر يقع في:

① الدورة الرابعة والمجموعة (6A)

② الدورة الرابعة والمجموعة الصفرية

③ الدورة الرابعة والمجموعة (2A)

④ الدورة الثالثة والمجموعة (4A)

13- عناصر تركيبها الإلكتروني $(ns^{1:2}, np^{1:5})$ يكون نوعها:

① عناصر نبيلة ② عناصر ممثلة

③ عناصر انتقالية داخلية ④ عناصر انتقالية رئيسية

14- عنصر انتقالي من عناصر السلسلة الانتقالية الرئيسية الأولى مستوى الطاقة الرئيسي قبل الأخير به خمسة عشر إلكترونًا، فإن عدده الذري يساوي:

① (21) ② (27) ③ (23) ④ (25)

الدرس الثاني
تدرج الخواص في الجدول

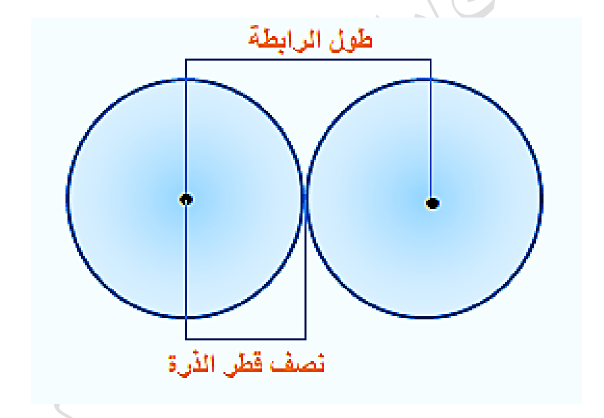
1. نصف القطر.
2. جهد التأين (طاقة التأين).
3. الميل الإلكتروني (القابلية الإلكترونية).
4. السالبية الكهربية.
5. الخاصية الفلزية واللافلزية.
6. الصفة الحمضية والقاعدية.
7. أعداد التأكسد.

1- نصف القطر الذري:

من **الخطأ** أن نعرف نصف قطر الذرة بأنه **المسافة من النواة إلى أبعد إلكترون**. (لا يمكن قياس نصف قطر الذرة فيزيائيا) لأن النظرية الموجية أظهرت انه لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بدقة حيث أن الإلكترون يتواجد في سحابة إلكترونية حول النواة في جميع الاتجاهات والأبعاد.

نصف قطر الذرة: هو نصف المسافة بين مركزي ذرتين متماثلتين في جزئ ثنائي الذرة.

طول الرابطة: هو المسافة بين مركزي (نواتي) ذرتين متحدتين.



يقاس نصف القطر بوحدة **الأنجستروم A°** أو **البيكومتر**

العلاقة بين نصف القطر وطول الرابطة

في حالة الذرتين المتماثلتين:

$$\text{نصف قطر الذرة} = \frac{\text{طول الرابطة}}{2}$$

طول الرابطة = نصف القطر × 2

في حالة عدم تماثل الذرتين:

طول الرابطة التساهمية = مجموع نصفي قطري الذرتين المكونين للرابطة.

طول الرابطة الأيونية = مجموع نصفي قطري الأيونين المكونين للرابطة.

مجموع نصفي قطري أيوني وحدة الصيغة.

المسافة بين مركزي الأيونين في وحدة الصيغة.

الجدول التالى يوضح العلاقة بين طول الرابطة ونصف القطر فى بعض العناصر

الجزئ	H-H	F-F	Cl-Cl	Br-Br	I-I
طول الرابطة بالأنجستروم	0.6	1.28	1.98	2.28	2.66
نصف القطر الذري التساهمي	0.3	0.64	0.99	1.14	1.33

مثال: إذا علمت أن طول الرابطة في جزئ الكلور Cl-Cl يساوي 1.98 أنجستروم، وطول الرابطة بين ذرتي الكربون والكلور C-Cl يساوى 1.76 أنجستروم، احسب نصف قطر ذرة الكربون؟

نصف قطر ذرة الكلور = 1.98 ÷ 2 = 0.99 أنجستروم

نصف قطر ذرة الكربون = طول رابطة الكربون والكلور – نصف قطر ذرة الكلور

= 1.76 – 0.99 = 0.77 أنجستروم

مثال: إذا علمت أن نصف قطر أيوني Cr^{++}، Mg^{++} على الترتيب 0.84، 0.72 أنجستروم وأن طول الرابطة الأيونية في جزئ أكسيد الماغنسيوم 2.12 أنجستروم. احسب طول الرابطة في جزئ أكسيد الكروم II.

نصف قطر أيون الأكسجين = طول الرابطة في أكسيد الماغنسيوم ـ نصف قطر أيون الماغنسيوم

نصف قطر أيون الأكسجين = 2.12 - 0.72 = 1.4 أنجستروم.

طول الرابطة في أكسيد الكروم = نصف قطر أيون الأكسجين + نصف قطر أيون الكروم II

طول الرابطة في أكسيد الكروم = 1.4 + 0.84 = 2.24 أنجستروم.

شحنة النواة الفعّالة: هي شحنة النواة الفعلية التي يتأثر بها إلكترون ما في ذرة ما.

علل: شحنة النواة الفعالة تكون دائماً أقل من شحنة النواة؟

لأن الإلكترونات الداخلية بالمدارات المكتملة تقوم بحجب جزء من شحنة النواة عن إلكترونات التكافؤ (الإلكترون موضع الدراسة).

تدرج نصف القطر في الجدول الدوري:

في الدورات الأفقية:

يقل نصف القطر (الحجم) من اليسار إلى اليمين أى بزيادة العدد الذرى. بسبب زيادة الشحنة الفعالة للنواة فيزيد جذب النواة لإلكترونات التكافؤ مما يؤدى إلى نقص نصف القطر.

أنصاف أقطار العناصر الممثلة والخاملة بوحدة البيكومتر

- ❖ أكبر ذرات عناصر الدورة الواحدة حجما هي ذرة عنصر المجموعة (1A) الأقلاء.
- ❖ أقل ذرات عناصر الدورة الواحدة حجماً هي ذرة عنصر المجموعة (7A) الهالوجينات.

في المجموعات الرأسية:

يزيد نصف القطر (الحجم) من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى. السبب في ذلك:

1- زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية.

2- مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة تحجب جذب النواة للإلكترونات الخارجية (Screening).

3- زيادة التنافر بين الإلكترونات وبعضها بسبب زيادة عددها.

- ❖ أكبر الذرات حجما هي ذرة السيزيوم Cs وأقلها حجماً ذرة الفلور F

العلاقة بين نصف قطر الذرة ونصف قطر أيونها:

- نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته. (هذا ما يحدث للفلزات غالبًا)

✍ لأن عدد البروتونات الموجبة أكبر من عدد الإلكترونات السالبة فتزداد شحنة النواة الفعالة وتزيد قوى جذب النواة للإلكترونات ويقل نصف القطر.

وكلما زاد عدد الإلكترونات التي تفقدها الذرة يقل نصف قطرها.

🗐 علل: نصف قطر أيون الحديد III أقل من نصف قطر أيون الحديد II.

✍ وذلك لزيادة الشحنة الفعّالة للنواة في أيون الحديد (III) عن أيون الحديد (II) وكلما زادت الشحنة الفعّالة للنواة زادت قوى جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.

- نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته. (هذا ما يحدث للافلزات غالبًا)

✍ لأن عدد الإلكترونات السالبة أكبر من عدد البروتونات الموجبة فيزيد التنافر بين الإلكترونات السالبة ويزيد نصف القطر.

علل: كلما زادت شحنة الأيون السالب كلما زاد نصف قطره.

كلما زادت الشحنة السالبة زادت قوى التنافر بين الإلكترونات فيزداد نصف قطر الأيون السالب عن نصف قطر ذرته.

2- جهد التأين (طاقة التأين):

- **إذا اكتسبت الذرة كمية محدودة من الطاقة فإن الإلكترونات تثار وتنتقل إلى مستويات طاقة أعلى وتعرف الطاقة المكتسبة في هذه الحالة بطاقة الإثارة**
- **إذا اكتسبت الذرة كمية كبيرة من الطاقة تعمل على تحرر أضعف الإلكترونات ارتباطاً بالذرة وتتحول الذرة إلى أيون موجب تعرف الطاقة المكتسبة في هذه الحالة بطاقة التأين (جهد التأين)**

طاقة الإثارة	طاقة التأين
- طاقة لازمة (ممتصة) - تنقل الإلكترون إلى مستوى طاقة أعلى - تصبح ذرة مثارة.	- طاقة لازمة (ممتصة) - تفصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة - تصبح الذرة أيون موجب.

جهد التأين (طاقة التأين):

مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالذرة المفردة وهي في الحالة الغازية.

تدرج جهد التأين في الجدول الدوري:

في الدورات الأفقية:

يزداد جهد التأين من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى.

بسبب نقص نصف القطر وزيادة الشحنة الفعالة فتزيد قوة جذب النواة للإلكترونات وتحتاج إلى طاقة أكبر لفصلها.

في المجموعات الرأسية:

يقل جهد التأين من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى.

بسبب زيادة نصف القطر وابتعاد الإلكترونات الخارجية عن النواة فيقل جذب النواة لها وتقل الطاقة اللازمة لفصلها.

ملاحظات:

- **يعبر عن ΔH لعملية التأين بإشارة موجبة لأن طاقة التأين عبارة عن طاقة ممتصة.**
- **جهد التأين يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذرى ومع قابلية فقد الإلكترونات.**
- **عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر في جهد التأين كلا في دورته.**
- **عناصر المجموعة 1A أقل العناصر في جهد التأين كلا في دورته.**
- **جهد التأين ماص للحرارة.**
- **يمكن إزالة إلكترون أو أكثر من الذرة ولذلك فهناك أكثر من جهد تأين للذرة الواحدة يعرف بجهد التأين الأول وجهد التأين الثاني والثالث و...... وهكذا**

جهد التأين الأول

مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطاً بالنواة في الذرة المفردة وهى في الحالة الغازية

يتكون أيون يحمل شحنة موجبة واحدة:

$$M + \text{طاقة} \longrightarrow M^{+} + e^{-}$$

جهد التأين الثاني

مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل إلكترون من أيون موجب يحمل شحنة موجبة واحدة

يتكون أيون يحمل شحنتين موجبتين:

$$M^{+} + \text{طاقة} \longrightarrow M^{++} + e^{-}$$

جهد التأين الثالث

مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل إلكترون من أيون موجب يحمل شحنتين موجبتين

يتكون أيون يحمل ثلاث شحنات موجبة:

$$M^{++} + \text{طاقة} \longrightarrow M^{+++} + e^{-}$$

علل: جهد التأين الأول للغازات النبيلة مرتفع جداً.

بسبب استقرار نظامها الإلكتروني وبذلك يصعب إزالة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل.

علل: يزداد جهد التأين الثاني عن جهد التأين الأول.

بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة فيزيد جذب النواة للإلكترونات فتحتاج الى طاقة أكبر لفصل الإلكترون.

علل: جهد التأين الأول للبوتاسيوم K_{19} أقل من جهد التأين الأول للكالسيوم Ca_{20} بينما جهد التأين الثاني للبوتاسيوم أكبر بكثير من جهد التأين الثاني للكالسيوم.

جهد التأين الأول للبوتاسيوم أقل من جهد التأين الأول للكالسيوم، لسهولة فقد إلكترون التكافؤ، بينما جهد التأين الثاني للبوتاسيوم أكبر بكثير من جهد التأين الثاني للكالسيوم، لأن ذلك يتسبب في كسر مستوى طاقة تام الامتلاء.

علل: جهد التأين الأول للفوسفور $_{15}P$ أكبر من جهد التأين الأول للكبريت $_{16}S$ رغم أنه يسبقه مباشرة في نفس الدورة.

$_{15}P: [Ne], 3s^2 ,3p^3 \longrightarrow {}_{15}p^+: [Ne], 3s^2, 3p^2$

$_{16}S: [Ne], 3s^2 ,3p^4 \longrightarrow {}_{16}S^+: [Ne], 3s^2, 3p^3$

لأن الذرة تكون أكثر استقراراً عندما يكون المستوى الفرعي 3p نصف ممتلئ كما في حالة الفوسفور ونزع إلكترون منها يقلل من استقرارها.

علل: جهد تأين الألومنيوم $_{13}Al$ أقل من جهد تأين الماغنسيوم $_{12}Mg$ رغم أنه يليه مباشرة في نفس الدورة.

$_{12}Mg: [Ne], 3s^2$ & $_{13}Al: [Ne], 3s^2, 3p^1$

لأن الذرة تكون أكثر استقراراً عندما يكون المستوى الفرعي 3S تام الامتلاء كما في حالة ذرة الماغنسيوم ونزع إلكترون منها يقلل من استقرارها.

ملاحظات هامة

- جهد التأين الأول للغازات الخاملة مرتفع جداً وذلك بسبب استقرار نظامها الإلكتروني (جميع المستويات بها مكتملة) وبالتالي يصعب فصل إلكترون من مستوي مكتمل لأن كسر مستوى طاقة مكتمل يحتاج لطاقة كبيرة.
- خروج إلكترون من مستوي تام الامتلاء أو نصف مكتمل يحتاج إلى طاقة كبيرة جداً مما يجعل العنصر يشذ عن التدرج المتوقع.

3- الميل الإلكتروني (القابلية الإلكترونية):

مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكتروناً أو أكثر.

- يزيد الميل الإلكتروني زيادة كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على ملء مستوى طاقة فرعي أو جعله نصف ممتلئ هذا يجعل الذرة أكثر استقرار.
- يقل الميل الإلكتروني إذا كان المستوى الأخير مكتمل أو نصف مكتمل لأن الذرة تكون أكثر استقرار.

تدرج الميل الإلكتروني في الجدول الدوري:

في الدورات الأفقية:

يزيد الميل الإلكتروني من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى.

بسبب نقص الحجم الذرى فيزيد جذب النواة للإلكترونات ويسهل على النواة جذب إلكترون جديد.

علل: يشذ الميل الإلكتروني لكل من ($_7N$, $_4Be$) عن التدرج الطبيعي في الميل لعناصر الدورة الثانية.

علل: قيم الميل الإلكتروني لذرات عناصر ($_7N$, $_4Be$) تقترب من الصفر.

في حالة البريليوم يكون مستوياته ($1s^2, 2s^2$) ممتلئة وفي حالة النيتروجين يكون المستوى الفرعي (p) نصف ممتلئ ($1s^2, 2s^2, 2p^3$) ويقل الميل الإلكتروني اذا كان المستوى الفرعي الأخير مكتمل أو نصف مكتمل لأن هذا يجعل الذرة أكثر استقرار.

في المجموعات الرأسية:

يقل الميل الإلكتروني من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى.

بسبب زيادة الحجم الذرى فيقل جذب النواة للإلكترونات ويصعب جذب إلكترون جديد

- الميل الإلكتروني يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذرى.
- الميل الإلكتروني حرارة منطلقة.

$M + e^- \rightarrow M^-$ + طاقة

- عناصر المجموعة 1A أقل العناصر في الميل الإلكتروني كل في دورته.
- عناصر المجموعة 7A أعلى العناصر في الميل الإلكتروني كل في دورته.
- ترتيب عناصر المجموعة 7A حسب الميل هو $I < Br < F < Cl$

علل: الميل الإلكتروني للفلور أقل من الميل الإلكتروني للكلور رغم صغر نصف قطر الفلور.

بسبب صغر حجم ذرة الفلور فيقابل الإلكترون الجديد بقوة تنافر كبيرة مع الإلكترونات التسعة القريبة من النواة مما يقلل من كمية الطاقة المنطلقة، لاستهلاك جزءاً منها للتغلب على قوة التنافر.

هي قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية

تدرج السالبية الكهربية فى الجدول الدورى:

فى الدورات الأفقية:

تزداد السالبية الكهربية من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى.

✍ لأنه بزيادة العدد الذري يقل نصف القطر الذري وبالتالي يزداد جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية.

فى المجموعات الرأسية:

تقل السالبية الكهربية من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى.

✍ لأنه بزيادة العدد الذري يزداد نصف القطر الذري وبالتالي يصعب جذب إلكترونات الرابطة نحوها.

تزداد السالبيه الكهربيه

تقل السالبيه الكهربيه

❖ الفلور أعلى العناصر سالبية كهربية بينما السيزيوم أقلها سالبية.

السالبية الكهربية	الميل الإلكتروني
مصطلح يشير إلى الذرة المرتبطة مع غيرها	مصطلح يشير الى الذرة المفردة.
ليس مصطلح طاقة	مصطلح طاقة
قدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية.	مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية الكتروناً أو أكثر.

أسئلة الدرس الثاني

اختر الإجابة الصحيحة

1- نصف قطر ذرة الفلور يعرف بأنه:

① المسافة بين نواة الذرة وأبعد إلكترون

② نصف المسافة بين ذرتي فلور مفردتين

③ نصف المسافة بين مركزي الذرتين في جزيء (F_2)

④ نصف المسافة بين مركزي الذرتين في جزيء (HF)

2- بالاستعانة ببيانات الجدول التالي، فإن طول الرابطة في جزيء النشادر (NH_3) بوحدة A° هو:

الرابطة	H – O	N – O	H – H
طول الرابطة بالأنجستروم	0.96	1.36	0.6

① (1)   ② (0.66)   ③ (0.86)   ④ (0.36)

3 - أيا مما يلي أكبر نصف قطر...؟؟

① (Ca^{2+}) ② (Ca)   ③ (K^{+}) ④ (K)

4- ذرات العناصر $({}_{16}S\ ,\ {}_{20}Ca\ ,\ {}_{34}Se\ ,\ {}_{38}Sr)$ تُرتب تصاعديًا حسب نصف القطر كالتالي:

① (Se < Ca < Sr < S)   ② (Ca < Sr < S < Se)

③ (S < Se < Ca < Sr)   ④ (Ca < Sr < Se < S)

5- أصغر جهد تأين أول في العناصر التالية يكون لعنصر:

① $({}_{14}Si)$ ② $({}_{6}C)$ ③ $({}_{13}Al)$ ④ $({}_{5}B)$

6- أي العناصر الآتية له أقل جهد تأين أول؟

① $({}_{11}Na)$ ② $({}_{7}N)$ ③ $({}_{9}F)$ ④ $({}_{8}O)$

7- المعادلة التي تمثل جهد التأين الثالث للألومنيوم هي:

① $Al_{(g)} \rightarrow Al^{+3}_{(g)} + 3e^{-} \quad \Delta H = +$

② $Al^{+2}_{(g)} \rightarrow Al^{+3}_{(g)} + e^{-} \quad \Delta H = -$

③ $Al^{+}_{(g)} \rightarrow Al^{+3}_{(g)} + 2e^{-} \quad \Delta H = +$

④ $Al^{+2}_{(g)} \rightarrow Al^{+3}_{(g)} + e^{-} \quad \Delta H = +$

8- جهد التأين في المجموعة الواحدة:

① يزداد بزيادة العدد الذري   ② يزداد بزيادة نصف القطر

③ يقل بزيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية ④ يقل بزيادة شحنة النواة الفعالة

9- يقل الميل الإلكتروني في المجموعة الواحدة بزيادة كل مما يأتي ماعدا:

① العدد الذري ② الحجم الذري ③ عدد الكم الرئيسي ④ جهد التأين

10- يقترب الميل الإلكتروني من الصفر في عنصر:

① ($_7N$) ② ($_6C$) ③ ($_5B$) ④ ($_3Li$)

11- العنصر الذى له أقل ميل الإلكتروني في العناصر التالية هو:

① ($_5B$) ② ($_6C$) ③ ($_7N$) ④ ($_8O$)

12- الفرق بين قيمتي جهد التأين الأول والثاني يكون كبير جدًا بالنسبة لذرات عنصر:

(أ) النيون $_{10}Ne$ (ب) البوتاسيوم $_{19}K$ (جـ) الماغنسيوم $_{12}Mg$ (د) الألومنيوم $_{13}Al$

13- أي المعادلات الآتية تعبر عن جهد التأين الثاني للكالسيوم؟

أ) $Ca_{(g)} + Energy \rightarrow Ca^{+}_{(g)} + e$

ب) $Ca^{+}_{(g)} + Energy \rightarrow Ca^{2+}_{(g)} + e$

ج) $Ca^{-}_{(g)} + e \rightarrow Ce^{2-}_{(g)} + Energy$

د) $Ca^{+}_{(g)} + e \rightarrow Ca_{(g)} + Energy$

14- في الدورة الثالثة عند الانتقال من الصوديوم إلى الأرجون يزداد:

(أ) العدد الذري والحجم الذري.

(ب) العدد الذري والسالبية الكهربية.

(جـ) الحجم الذري والسالبية الكهربية.

(د) الحجم الذري وجهد التأين.

15- أيا من الأيونات الأتية يكون قطرها هو الأكبر؟

(أ) F^{-} (ب) Na (جـ) O^{2-} (د) Mg^{2+}

الدرس الثالث
تابع تدرج الخواص في الجدول الدوري

5- الخاصية الفلزية واللافلزية:

برزيليوس: هو أول من قسم العناصر إلى فلزات ولا فلزات في أوائل القرن التاسع عشر

❶الفلزات	❷اللافلزات
يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته بالإلكترونات (1، 2، 3)	يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات (5، 6، 7)
عناصر كهروموجبة لأنها تفقد إلكترونات غلاف التكافؤ مكونه أيونات موجبة، لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يسبقها في الجدول.	عناصر كهروسالبة لأنها تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف التكافؤ مكونه أيونات سالبة، لها نفس التركيب الإلكتروني لأقرب غاز خامل يليها في الجدول.
جيدة التوصيل للكهربية لسهولة انتقال إلكترونات تكافؤها من مكان لآخر داخل الفلز.	لا توصل الكهربية لشدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة فيصعب انتقال الإلكترونات.
تتميز بكبر نصف قطرها.	تتميز بصغر نصف قطرها.
صغر: جهد تأينها - ميلها الإلكتروني - سالبيتها الكهربية.	كبر: جهد تأينها- ميلها الإلكتروني - سالبتيها الكهربية.

أشباه الفلزات:

هي مجموعة من العناصر:

- لها مظهر الفلزات ومعظم خواص اللافلزات.
- سالبيتها الكهربية متوسطة بين الفلزات واللافلزات
- توصيلها الكهربي أقل من توصيل الفلزات وأكبر كثيراً من توصيل اللافلزات. لذا تعرف بأشباه الموصلات وتستخدم في صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل الترانزستور

من أمثلتها:

البورون	السليكون	الجرمانيوم	الزرنيخ	الأنتيمون	التيليريوم	الاستاتين
B	Si	Ge	As	Sb	Te	At

تدرج الخاصية الفلزية واللافلزية في الجدول الدورى:

في الدورات الأفقية:

- تبدأ الدورة بفلز قوى ثم تقل الخاصية الفلزية حتى نصل إلى أشباه الفلزات، ثم تبدأ الخاصية اللافلزية في الظهور، ثم تزداد حتى نصل إلى أقوى اللافلزات في المجموعة 7A.
- في أي دورة أفقية يقع أقوى الفلزات في المجموعة الأولى A ويقع أقوى اللافلزات في المجموعة السابعة A.

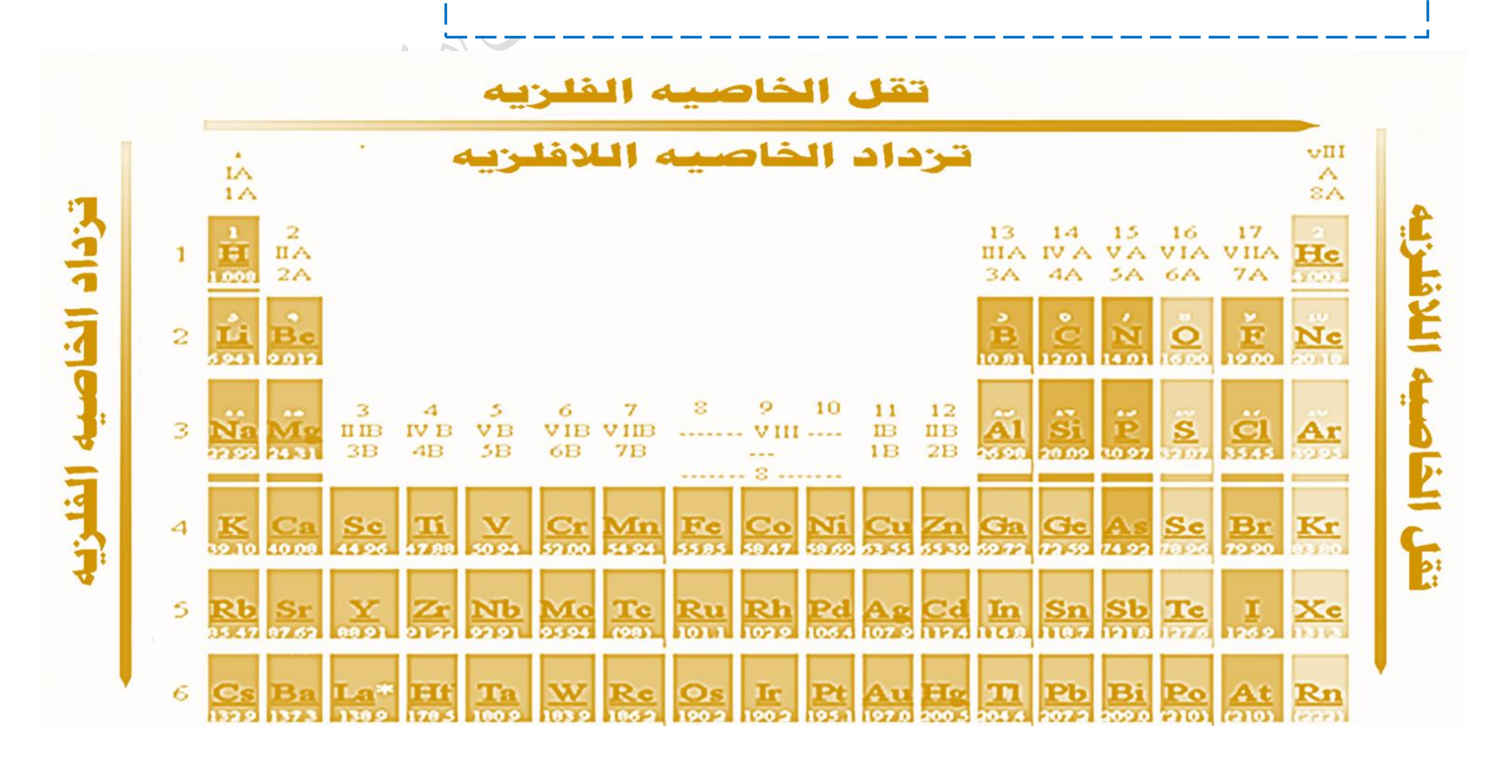
في المجموعات الرأسية:

تزداد الصفة الفلزية وتقل الصفة اللافلزية كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى والسبب كبر نصف القطر وصغر قيم كلاً من جهد التأين والميل الإلكتروني.

- يقع أقوى الفلزات في الجدول الدوري أسفل يسار الجدول وهو السيزيوم.
- يقع أقوى اللافلزات في الجدول الدوري أعلى يمين الجدول وهو الفلور.

ملحوظة:

- تقع جميع الفلزات يسار أشباه الفلزات في الجدول الدوري.
- تقع جميع اللافلزات يمين أشباه الفلزات في الجدول الدوري.



علل: يعتبر السيزيوم Cs أنشط الفلزات، بينما الفلور F أنشط اللافلزات.

لأن الصفة الفلزية تزداد في المجموعة الواحدة بزيادة العدد الذري وزيادة نصف القطر، والسيزيوم يقع أسفل يسار الجدول الدوري، بينما الصفة اللافلزية تزداد في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري ونقص نصف القطر والفلور يقع أعلى يمين الجدول الدوري.

6- الخاصية الحمضية والقاعدية:

تظهر هذه الصفات في أكاسيد العناصر والتي تنقسم إلى: أكاسيد حامضية – أكاسيد قاعدية – أكاسيد مترددة.

1- الأكاسيد الحامضية:

هي أكاسيد اللافلزات - تذوب في الماء مكونة أحماض - تتفاعل مع القلويات كأحماض وتعطى ملح وماء.

من أمثلتها: CO_2, SO_3, NO_2

- تذوب في الماء وتعطى أحماضاً أكسجينية:

$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2CO_{3(aq)}$ (حمض الكربونيك)

$SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)}$ (حمض الكبريتيك)

- تتفاعل مع القلويات وتعطى ملح وماء:

$CO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$ (كربونات الصوديوم)

2- الأكاسيد القاعدية:

هي أكاسيد الفلزات - بعضها لا يذوب في الماء، والبعض يذوب في الماء ويسمى بالأكاسيد القلوية - تتفاعل مع الأحماض مكونة ملح وماء.

من أمثلتها: MgO, Na_2O, K_2O, CuO

- بعضها يذوب في الماء ويكون قلويات: (أكاسيد قلوية)

$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)}$ (هيدروكسيد الصوديوم)

$K_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)}$ (هيدروكسيد البوتاسيوم)

- بعضها لا يذوب في الماء مثل: CuO, Fe_2O_3, Ag_2O, PbO
- تتفاعل مع الأحماض وتعطي ملح وماء:

$Na_2O_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$ (كلوريد الصوديوم)

$MgO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow MgSO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$ (كبريتات الماغنسيوم)

3- الأكاسيد المترددة:

هي الأكاسيد التي تتفاعل مع الأحماض وكأنها أكاسيد قاعدية وتتفاعل مع القلويات وكأنها أكاسيد حامضية وينتج في الحالتين ملح وماء.

من أمثلتها: Al_2O_3, ZnO, Sb_2O_3, SnO

- تتفاعل مع الأحماض كأكاسيد قاعدية وتتفاعل مع القلويات كأكاسيد حامضية وينتج في الحالتين ملح وماء.

(كبريتات الخارصين) $ZnO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$

(خارصينات الصوديوم) $ZnO_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2ZnO_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$

تدرج الخواص القاعدية والحامضية في الجدول الدوري:

في الدورات الأفقية:

تقل الصفة القاعدية وتزداد الصفة الحامضية للأكاسيد من اليسار لليمين بزيادة العدد الذري.

في المجموعات الرأسية:

تزداد الخاصية القاعدية وتقل الصفة الحامضية للأكاسيد بزيادة العدد الذرى للعنصر.

- تزداد الخاصية الحامضية للمركبات الهيدروجينية غير الأكسجينية لعناصر المجموعة 17 (الهالوجينات) بزيادة العدد الذري.

- لأنه بزيادة العدد الذري في المجموعة يزداد نصف قطر الهالوجين وتقل قوة جذبه لذرة الهيدروجين فيسهل تأينها.

ملحوظة:

- كلما زادت سهولة فصل أيون H^+ زادت قوة الحمض
- كلما زادت سهولة فصل أيون OH^- زادت قوة القاعدة

حمض الهيدروكلوريك أقوى من حمض الهيدروفلوريك.

الفلور والكلور من عناصر المجموعة 7A وتزداد الخاصية الحامضية للمركبات الهيدروجينية غير الأكسجينية لهذه المجموعة بزيادة العدد الذرى لأنه كلما اتجهنا لأسفل يزداد نصف القطر فيقل جذب النواة لذرة الهيدروجين فيسهل تأينها

هيدروكسيد البوتاسيوم قلوى أقوى من هيدروكسيد الكالسيوم.

البوتاسيوم والكالسيوم يقعان في نفس الدورة (الرابعة) ولكن حجم ذرة البوتاسيوم (في المجموعة 1A) أكبر من حجم ذرة الكالسيوم (في المجموعة 2A) فيقل جذب النواة لمجموعة الهيدروكسيل فيسهل فقدها (يسهل تأينها).

الخواص الحامضية والقاعدية للمركبات الهيدروكسيلية:

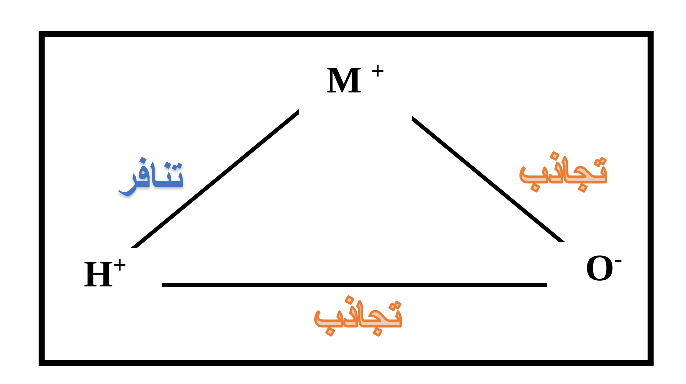
تعتبر القواعد والأحماض الأكسجينية مركبات هيدروكسيلية يرمز لها بالصيغة العامة MOH

ويمكن وصف قوى التجاذب والتنافر بين العناصر

الثلاث كما بالشكل المقابل:

ويتحدد سلوك المركب MOH كحمض أو كقاعدة

حسب حجم الذرة M وشحنتها الموجبة.



ويمكن توضيح هذه العلاقة من خلال الجدول التالى:

	الذرة M فلز	الذرة M لافلز
نصف القطر	كبير	صغير
شحنة M الموجبة	صغيرة	كبيرة
قوة الجذب	قوة الجذب بين (M^+, O^-) أصغر من قوة الجذب بين (H^+, O^-) أي تنجذب الـ O أكثر الى H	قوة الجذب بين (M^+, O^-) أكبر من قوة الجذب بين (H^+, O^-) أي تنجذب الـ O أكثر الى M
التأين	تتأين المادة كقاعدة وتعطى أيون الهيدروكسيل	تتأين المادة كحمض وتعطى أيون الهيدروجين
المعادلة	$MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$	$MOH \rightleftharpoons MO^- + H^+$

ملحوظة: إذا تساوت قوة الجذب بين (M^+, O^-) مع قوة الجذب بين (H^+, O^-) فإن المركب يتأين كحمض أو كقاعدة حسب الوسط الذى يوضع فيه.

فإذا كان الوسط حمضى يسلك كقاعدة وإذا كان الوسط قاعدى يسلك كحمض.

قوة الأحماض الأكسجينية:

كلما زاد عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين زادت قوة الحمض الأكسجيني.

الصيغة العامة للأحماض الأكسجينية $MO_n(OH)_m$

حيث: (M) هي ذرة العنصر.

(n) عدد ذرات الأكسجين غير مرتبطة بالهيدروجين.

(m) عدد ذرات الأكسجين المرتبطة بالهيدروجين.

الحمض	اسم الحمض	الصيغة $MO_n(OH)_m$	عدد ذرات O غير المرتبطة بـ H	نوع الحمض
H_4SiO_4	الأرثوسليكونيك	$Si(OH)_4$	0	حمض ضعيف
H_3PO_4	الأرثوفوسفوريك	$PO(OH)_3$	1	حمض متوسط
H_2SO_4	الكبريتيك	$SO_2(OH)_2$	2	حمض قوى
$HClO_4$	البيروكلوريك	$ClO_3(OH)$	3	حمض قوى جداً

علل: حمض البيروكلوريك أقوى من حمض الكبريتيك.

لأن حمض البيرو كلوريك $ClO_3(OH)$ يحتوي على 3 ذرات أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين بينما حمض الكبريتيك $SO_2(OH)_2$ يحتوي على 2 ذرة أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين وكلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجين.

أسئلة الدرس الثالث

اختر الإجابة الصحيحة

1 - تقع أقوى الفلزات ضمن عناصر:

① المجموعة (7A)

② الدورة الأولى

③ المجموعة الصفرية

④ لها التركيب الإلكتروني الخارجي (ns^1)

2 - أقوى فلزات المجموعة (1A) يتصف بكل مما يأتي ماعدا:

① أقلهم جهد تأين

② أكبرهم حجمًا

③ يقع في الدورة الأولى

④ أقلهم ميل إلكتروني

3- أكبر العناصر صفة فلزية في كل مجموعة هو:

① الأكبر حجمًا

② الأعلى جهد تأين

③ الأقل عدد كم رئيسي

④ الأكثر سالبية

4- العنصر الذى له أكبر صفة فلزية فيما يلى هو:

① ($_{16}S$) ② ($_{14}Si$) ③ ($_{13}Al$) ④ ($_{20}Ca$)

5- أيًا مما يأتي يمكن أن ينتج عن ذوبان أكسيد فلز في الماء؟

① حمض الكربونيك

② هيدروكسيد كالسيوم

③ حمض الفوسفوريك

④ خارصينات الصوديوم

6- عند ذوبان أكسيد الكالسيوم في الماء ثم اختبار الوسط بورقة عباد الشمس، فإنها تعطي لون:

① أحمر ② أزرق ③ لا تتأثر ④ بنفسجي

7- عنصر (X) صيغة أكسيده (X_2O) ومحلوله يُزرق ورقة عباد الشمس، فإن العنصر (X) يقع في:

① المجموعة (7A)

② المجموعة (6A)

③ المجموعة (2A)

④ المجموعة (1A)

8- النسبة بين (n:m) لحمض الفوسفوريك (H_3PO_4) هي:

① (n = 3, m = 1)

② (n = 1, m = 3)

③ (n = 3, m = 2)

④ (n = 3, m = 4)

9- إذا كانت قوة الجذب (O, M) = قوة الجذب (O, H) في المركب (MOH)، فإن أكسيد العنصر (M):

① أكسيد حامضي

② أكسيد قاعدي

③ يتفاعل مع الأحماض والقلويات

④ لا يتفاعل مع الأحماض

10- عنصر (X) يحتوي مستواه الرئيسي الأخير (n = 3) على ست إلكترونات، فيكون أكسيده:

① حامضي ② قاعدي ③ متردد ④ متعادل

11- (A, B, C) ثلاث عناصر من المجموعة 7A تترتب أحماضهم الهيدروجينية حسب قوتها كالتالي (HC < HB < HA)، فإن:

① (C) أكبر حجمًا من (A) ② (A) أكبر سالبية كهربية من (B)

③ (C) أصغر حجمًا من (A) ④ (B) له صفة لافلزية أكبر من (C)

12- عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم إلى راسب أبيض من هيدروكسيد الألومنيوم، فإن كل مما يأتي صحيح ماعدا:

① هيدروكسيد الألومنيوم مادة مترددة

② يسلك هيدروكسيد الألومنيوم سلوك الأحماض

③ لا يحدث تفاعل لوجود مجموعة (OH) في المركبين

④ يذوب هيدروكسيد الألومنيوم في هيدروكسيد الصوديوم

الدرس الرابع
أعداد التأكسد

عدد التأكسد: هو عدد يمثل الشحنة الكهربية (الموجبة أو السالبة) التي تبدو على الأيون أو الذرة سواء كان المركب أيونياً أو تساهميًا.

الجدول التالى يوضح دلالة عدد التأكسد الموجب أو السالب:

	المركب الأيونى	المركب التساهمى
عدد التأكسد الموجب	عدد الإلكترونات التي فقدتها الذرة لتعطى أيون موجب (كاتيون)	عدد الإلكترونات التي أزيحت بعيداً عن الذرة الأقل سالبية كهربية
عدد التأكسد السالب	عدد الإلكترونات التي اكتسبتها الذرة لتعطى أيون سالب (أنيون)	عدد الإلكترونات التي أزيحت نحو الذرة الأعلى سالبية كهربية

قواعد حساب أعداد التأكسد

- عدد تأكسد أي عنصر مهما كان عدد ذرات يساوى صفر (O_2, O_3, P_4, Cu, H_2) لأن الإزاحة الإلكترونية بين الذرات تكون متساوية.
- عدد تأكسد أي مجموعة ذرية أو أيون يساوى الشحنة التي يحملها (التي تكتب أعلاه):

المجموعة	أمونيوم	كبريتات	كربونات	هيدروكسيد	نيترات	نيتريت	فوسفات
صيغتها	NH_4^+	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	OH^-	NO_3^-	NO_2^-	PO_4^{3-}
عدد التأكسد	+1	-2	-2	-1	-1	- 1	- 3

- عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى (1A) (Li, Na, K) في مركباتها دائماً (1+) وعناصر المجموعة الثانية (2A) (Mg, Ca, Ba) في جميع مركباتها دائما (2+) وعناصر المجموعة الثالثة (3A) (Al) في جميع مركباته دائما (3+).
- عدد تأكسد الأكسجين في جميع مركباته -2 ماعدا:
  - فوق الأكسيد مثل (H_2O_2, Na_2O_2) يكون -1
  - وكذلك فى سوبر الأكسيد (KO_2) يكون - ½
  - وفى فلوريد الأكسجين OF_2 يكون +2 لأن السالبية الكهربية للفلور أعلى من الأكسجين
- عدد تأكسد الكلور Cl والبروم Br واليود I يكون -1 ماعدا فى مركباتها مع الأكسجين.
- الفلور عدد تأكسده -1 دائما لأنه أعلى العناصر سالبية كهربية.
- عدد تأكسد الهيدروجين في جميع مركباته +1 ماعدا في هيدريدات الفلزات يكون -1
- مجموع أعداد تأكسد عناصر المركب المتعادل = صفر

هيدريدات الفلزات: هي مركبات أيونية تتكون من اتحاد الفلزات مع الهيدروجين وعدد تأكسده فيها -1 وعند التحليل الكهربي لها يتصاعد غاز الهيدروجين عند المصعد الموجب (الأنود) لأنه أيون سالب.

طريقة حساب أعداد التأكسد:

مثال (1): احسب عدد تأكسد الكروم في ثاني كرومات البوتاسيوم ($K_2Cr_2O_7$).

∵ المركب متعادل ∴ مجموع أعداد تأكسد عناصره = صفر

$K_2Cr_2O_7$ = صفر

(7 × -2) + 2س + (2 × +1) = صفر

-14 +2س +2 = صفر   -12 +2س = صفر   ∴ س = +6

∴ عدد تأكسد الكروم في ثاني كرومات البوتاسيوم = +6

مثال (2): -احسب عدد تأكسد الكبريت في SO_3^{2-}

∵ الرمز يعبر عن أيون ∴ عدد تأكسده = -2

(3 × -2) + س = -2   -6 + س = -2   ∴ س = 6 – 2 = +4

∴ عدد تأكسد الكبريت في مجموعة الكبريتيت = +4

استخدام عدد التأكسد في تحديد الأكسدة والاختزال:

معرفة التغير الذي يحدث للعنصر من حيث التأكسد والاختزال أثناء التفاعلات الكيميائية.

التأكسد: عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة في الشحنة الموجبة أو نقص الشحنة السالبة.

الاختزال: عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص في الشحنة الموجبة أو زيادة الشحنة السالبة.

هناك تفاعلات لا يحدث فيها أكسدة أو اختزال، والسبب في ذلك أن هذا النوع من المعادلات يحدث فيه تبادل بين الأيونات دون انتقال الإلكترونات مثل:

➢ تفاعلات الأحماض مع أملاح كربونات أو بيكربونات الفلزات.

✓ $2HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$

✓ $H_2SO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$

➢ تفاعلات الأحماض مع أكسيد أو هيدروكسيد الفلز.

✓ $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

➢ تفاعلات محاليل الأملاح مع بعضها.

$$NaCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \longrightarrow NaNO_{3(aq)} + AgCl_{(s)}$$

مثال: بين نوع التغير الحادث من أكسدة واختزال للكروم والحديد في التفاعل التالي ان وجد

$$K_2Cr_2O_7 + 6FeCl_2 + 14HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 6FeCl_3 + 7H_2O$$

$$FeCl_2 \longrightarrow FeCl_3$$

$Fe + (-1x2) = 0$ $Fe + (-1x3) = 0$

$Fe = +2$ $Fe = +3$

عملية أكسدة

حدثت عملية أكسدة للحديد

لزيادة عدد تأكسده من

+2 إلى +3

عامل مختزل

$$K_2Cr_2O_7 \longrightarrow CrCl_3$$

$(1x2) + 2Cr + (-2x7) = 0$ $Cr + (-1x3) = 0$

$2Cr = +12$

$Cr = +6$ $Cr = +3$

عملية اختزال

حدثت عملية اختزال للكروم

لنقص عدد تأكسده من

+6 إلى +3

عامل مؤكسد

أسئلة الدرس الرابع

اختر الإجابة الصحيحة

1 - عدد تأكسد أيون الخارصينات يساوي:

① (-2) ② (-1) ③ (Zero) ④ (+2)

2 - عدد تأكسد أيون السوبر أكسيد يساوي:

① (-2) ② (-1) ③ $(\frac{-1}{2})$ ④ (+2)

3 - عدد تأكسد الأكسجين في أيون السوبر أكسيد يساوي:

① (-2) ② (-1) ③ $(\frac{-1}{2})$ ④ (+2)

4- عدد تأكسد الكبريت في (SO_3) يساوي:

① (-2) ② (+2) ③ (+6) ④ (+4)

5- عدد تأكسد النيتروجين في أنيون المركب (NH_4NO_3) يساوي:

① (+6) ② (+5) ③ (-4) ④ (-3)

6- في أي المركبات التالية يكون عدد تأكسد الهيدروجين (1+)؟

① (KH) ② (CaH_2) ③ (AlH_3) ④ (NH_3)

7- كل التفاعلات التالية لا تُعتبر تفاعلات أكسدة واختزال ماعدا:

① $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$ ② $2NaNO_3 \xrightarrow{\Delta} 2NaNO_2 + O_2$

③ $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_3 + 3H_2O$ ④ $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} CaCO_3 + H_2O + CO_2$

8- يتساوى عدد الإلكترونات في الأيون الموجب مع عدد إلكترونات الأيون السالب في جميع المركبات التالية ماعدا:

① (MgO) ② (MgF_2) ③ (KF) ④ (KCl)

9- ما قيمة (x) في نصف التفاعل التالي $N^{-3} \rightarrow N^{+2} + xe^-$؟

① (5) ② (3) ③ (2) ④ (1)

10- أيًا مما يأتي يدل على حدوث عملية اختزال؟

① $FeO \rightarrow Fe_2O_3$ ② $FeCl_2 \rightarrow FeCl_3$ ③ $VO_2 \rightarrow VO$ ④ $Cu \rightarrow CuSO_4$

نموذج الإجابة

الباب الثاني
الدرس الأول

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	2	4	3	7	5	10	4	13	2		
2	2	5	4	8	3	11	1	14	2		
3	3	6	3	9	3	12	3				

الباب الثاني
الدرس الثاني

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	3	3	4	5	4	7	4	9	4	11	3
2	1	4	3	6	1	8	3	10	1		

الباب الثاني
الدرس الثالث

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	4	3	1	5	2	7	4	9	3	11	3
2	3	4	4	6	2	8	2	10	1	12	3

الباب الثاني
الدرس الرابع

السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة	السؤال	الإجابة
1	1	3	3	5	2	7	2	9	1		
2	2	4	3	6	4	8	3	10	3		